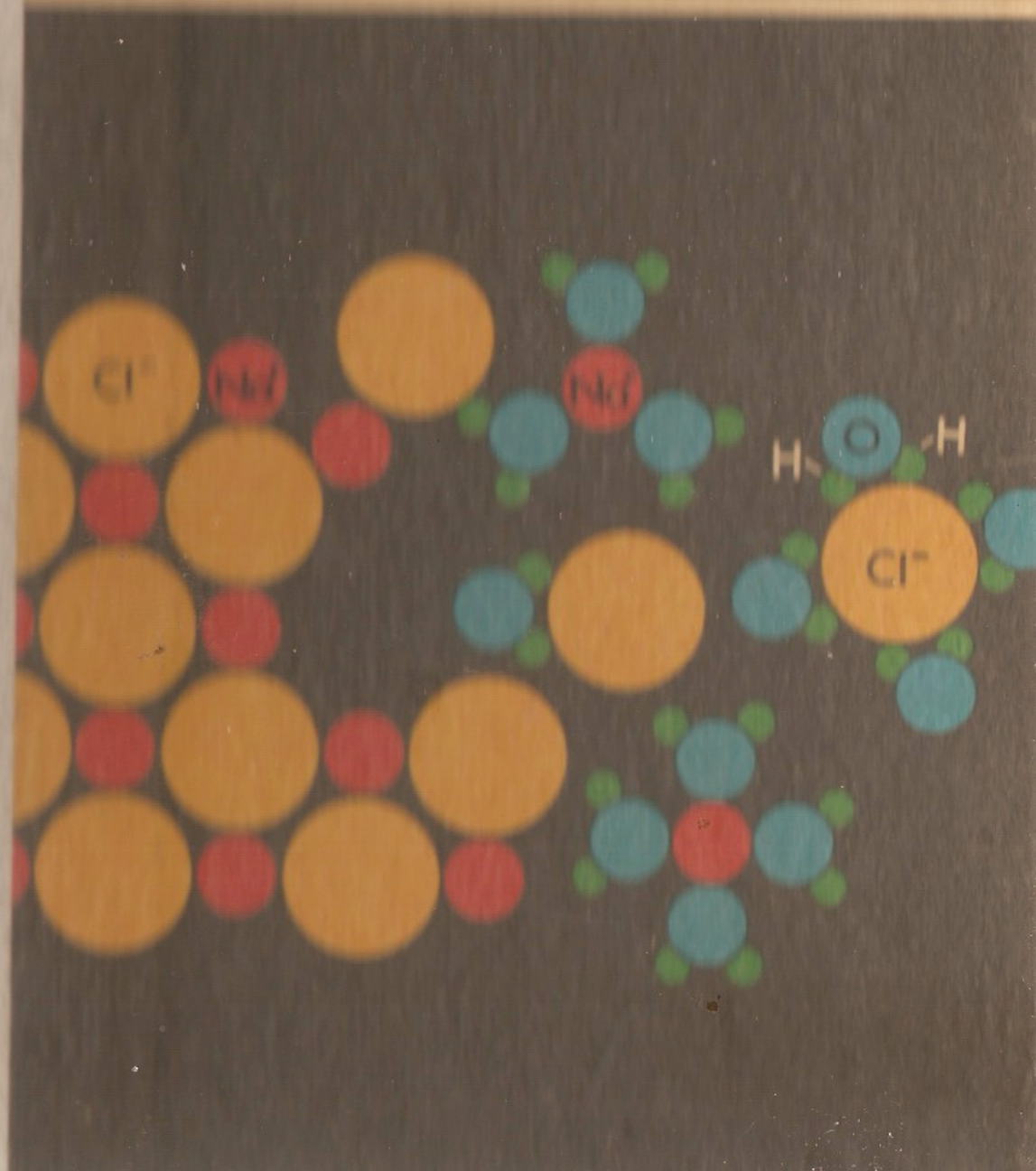
55 kop.

KEEMIA XI klassile

H. KARIK V. RATASSEPP

# KEEMIA

## XI klassile



| PERIOODID | READ | I RÜHM | | II RÜHM | | III RÜHM | | IV RÜHM | | V RÜHM | | VI RÜHM | | VII RÜHM | | VIII RÜHM | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVAL-ALARÜHM | PEA-ALARÜHM | KÕRVALALARÜHM |
| 1 | 1 | 1 H 1,00797 Vesinik | | | | | | | | | | | | | | 2 He 4,0028 Heelium | |
| 2 | 2 | 3 Li 6,939 Liitium | | 4 Be 9,0122 Berüllium | | 5 B 10,81 Boor | | 6 C 12,01115 Süsinik | | 7 N [illegible] | | 8 O 16,9994 Hapnik | | 9 F 18,9984 Fluor | | 10 Ne 20,183 Neoon | |
| 3 | 3 | 11 Na 22,9898 Naatrium | | 12 Mg 24,312 Magneesium | | 13 Al 26,9815 Alumiinium | | 14 Si 28,086 Räni | | 15 P [illegible] | | 16 S 32,064 Väävel | | 17 Cl 35,453 Kloor | | 18 Ar 39,946 Argoon | |
| 4 | 4 | 19 K 39,102 Kaalium | | 20 Ca 40,08 Kaltsium | | | 21 Sc 44,956 Skandium | | 22 Ti 47,90 Titaan | | 23 V 50,942 Vanaadium | | 24 Cr 51,996 Kroom | | 25 Mn 54,9380 Mangaan | | 26 Fe 55,847 Raud 27 Co 58,9332 Koobalt 28 Ni 58,71 Nikkel |
| | 5 | | 29 Cu 63,54 Vask | | 30 Zn 65,37 Tsink | 31 Ga 69,72 Gallium | | 32 Ge 72,59 Germaanium | | 33 As [illegible] | | 34 Se 78,96 Seleen | | 35 Br 79,909 Broom | | 36 Kr 83,80 Krüptoon | |
| 5 | 6 | 37 Rb 85,47 Rubiidium | | 38 Sr 87,62 Strontsium | | | 39 Y 88,905 Ütrium | | 40 Zr 91,22 Tsirkoonium | | 41 Nb 92,906 Nioobium | | 42 Mo 95,94 Molübdeen | | 43 Tc (99) Tehneetsium | | 44 Ru 101,07 Ruteenium 45 Rh 102,905 Roodium 46 Pd 106,4 Palladium |
| | 7 | | 47 Ag 107,87 Hõbe | | 48 Cd 112,40 Kaadmium | 49 In 114,82 Indium | | 50 Sn 118,69 Tina | | 51 Sb [illegible] | | 52 Te 127,60 Telluur | | 53 I 126,9044 Jood | | 54 Xe 131,30 Ksenoon | |
| 6 | 8 | 55 Cs 132,905 Tseesium | | 56 Ba 137,34 Baarium | | | 57 * La 138,91 Lantaan | | 72 Hf 178,49 Hafnium | | 73 Ta 180,948 Tantaal | | 74 W 183,85 Volfram | | 75 Re 186,2 Reenium | | 76 Os 190,2 Osmium 77 Ir 192,2 Iridium 78 Pt 195,09 Plaatina |
| | 9 | | 79 Au 196,967 Kuld | | 80 Hg 200,59 Elavhõbe | 81 Tl 204,37 Tallium | | 82 Pb 207,19 Plii | | 83 Bi [illegible] | | 84 Po (210) Poloonium | | 85 At (210) Astaat | | 86 Rn (222) Radoon | |
| 7 | 10 | 87 Fr (223) Frantsium | | 88 Ra (226) Raadium | | | 89 ** Ac (227) Aktiinium | | 104 Ku (260) Kurtšatoovium | | | | | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| * LANTANOIDID | 57 La 138,91 Lantaan | 58 Ce 140,12 Tseerium | 59 Pr 140,907 Praseodüüm | 60 Nd 144,24 Neodüüm | 61 Pm (146) Promeetium | 62 Sm 150,35 Samaarium | 63 Eu 151,96 Euroopium | 64 Gd 157,25 Gadoliinium | 65 Tb [illegible] | 66 Dy 162,50 Düsproosium | 67 Ho 164,930 Holmium | 68 Er 167,26 Erbium | 69 Tm 168,934 Tuulium | 70 Yb 173,04 Ütterbium | 71 Lu 174,97 Luteetsium |
| ** AKTINOIDID | 89 Ac (227) Aktiinium | 90 Th 232,038 Toorium | 91 Pa (231) Protaktiinium | 92 U 238,03 Uraan | 93 Np (237) Neptuunium | 94 Pu (242) Plutoonium | 95 Am (243) Ameriitsium | 96 Cm (243) Kuurium | 97 Bk [illegible] | 98 Cf (249) Kalifornium | 99 Es (254) Einsteinium | 100 Fm (255) Fermium | 101 Md (256) Mendeleevium | 102 No (254) Nobeelium | 103 Lr (257) Laurentsium |

METALLID

MITTEMETALLID

POOLMETALLID

H. KARIK,
V. RATASSEPP

# KEEMIA

## XI klassile

## ÜLDISTAV KEEMIA

TALLINN „VALGUS“ 1990

54(075)
K17

Kinnitanud Eesti Vabariigi Haridusministeerium
Kasutamiseks alates 1990/91. õppeaastast
Kaane kujundanud J. Sonn

K 4306021500—211
902(15)—90

ISBN 5—440—00940—X

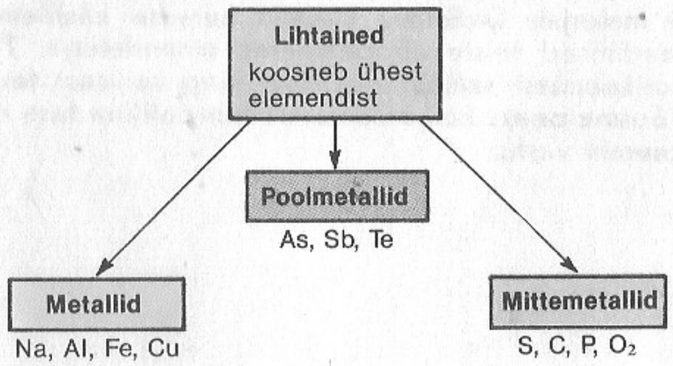
© Hergi Karik, Väino
Ratassepp, 1990

## EESSÕNA

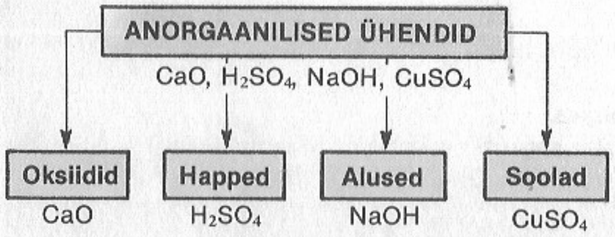
Koolikeemia kursust on ajast aega jaotatud anorgaaniliseks ja orgaaniliseks keemiaks. Alates 1990/91. õppeaastast õpitakse aga Eesti koolide XI klassides uut, Eestis välja töötatud ja katsetatud kursust — üldistavat keemiat. Nooremates klassides on selle kursuse õppimiseks saadud anorgaanilisest ning orgaanilisest keemiast vajalikud baasteadmised. Tegemist on kordava, süvendava, üldistava ning süstematiseeriva kursusega. Sel eesmärgil vaadeldakse teooriaküsimusi kohe kursuse algosas. Üldistamisele ja süstematiseerimisele kuuluvad teoreetilised ja arvutusülesanded, tööstus- ning olmekeemia küsimused, ohutustehnika ja ökoloogia, samuti loodusteaduslikku maailmapilti hõlmav muu materjal. Üldistava keemia kursuse käsitlemisel seotakse keemiateadmised teistes õppeainetes omandatuga. Tulemusena peaks koolikeemiast saama seostatud ning senisest terviklikuma ülevaate. Tõusma peaks ka koolikeemia teoreetiline tase ning suurenema huvi keemia vastu.

# I. ANORGAANILISTE AINETE PÕHIKLASSID

Ainete klassifikatsioon on välja kujunenud koos keemiateooriate tekke ja edasiarenemisega. Ainete klassifitseerimine aitab olulisel määral kaasa ühenditega tutvumisele. Tundes mingisse ainete klassi kuuluvate ühendite üldisi omadusi, võib põhijoontes iseloomustada ka sellesse klassi kuuluvat mis tahes konkreetset ainet. Anorgaanilised ained võivad olla nii liht- kui ka liitained ehk keemilised ühendid. Kõiki lihtaineid ei saa metallideks ja mittemetallideks liigitada, sest esineb ka nende suhtes vahepealseid lihtaineid — poolmetalle. Lihtainete liigitus kujuneb seega järgmiseks:




Anorgaanilisi ühendeid on liigitatud ammusest ajast oksiidideks, hapeteks, alusteks ja sooladeks. Neid aineklasse tuntakse **anorgaaniliste ühendite põhiklassidena.**





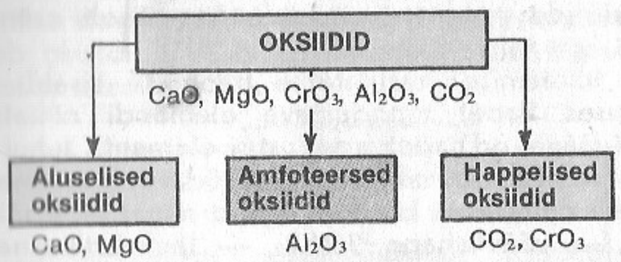

**1. Oksiidide, hapete, aluste ja soolade mõiste. Oksiidideks nimetatakse ühendeid, mis koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik.** See koostise põhjal antud definitsioon väldib oksiidide segiajamise teiste hapnikuühenditega ($SO_3$ — oksiid, $KClO_3$ — sool).

**Happeid** on sõltuvalt keemiateooriate arengust erinevalt defineeritud. Näiteks koostise järgi on happed ühendid, mis koosnevad vesinikust ja happejäägist. Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria põhjal **on happed elektrolüüdid, mille dissotsiatsioonil katioonidena moodustuvad üksnes vesinikioonid.** Kooli keemiakursuses selle määratlusega tavaliselt piirdutakse, kuigi on tuntud hapete määratlus ka taani teadlase *J. Brönstedi* loodud hapete-aluste nn. protolüütilise teooria põhjal: happed on ained (molekulid või ka ioonid), mis eraldavad prootoneid.

**Aluste ehk hüdroksiidide** mõiste avatakse samuti elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria põhjal, nii nagu hapete puhul. **Alused on elektrolüüdid, mille dissotsiatsioonil anioonidena moodustuvad üksnes hüdroksiidioonid.** Et alused on ioonvõrega ained, siis ei saa rääkida hüdroksiidide molekulidest. Küll võib aga seda teha hapete puhul — neis esineb polaarne kovalentne side.

**Soolade** kui ioonvõrega ainete puhul ei saa samuti molekuli mõistet kasutada. **Soolad on elektrolüüdid, mille dissotsiatsioonil moodustuvad katioonidena metallioonid (võivad esineda ka $NH_4^+$-ioonid) ning anioonidena happejääkioonid.** Soolad kui tugevad elektrolüüdid dissotsieeruvad praktiliselt täielikult — molarisatsiooni ei esine.

**2. Oksiidide, hapete, aluste ja soolade liigitus. Oksiide** võib koostise järgi liigitada metalli- (CaO, FeO, $CrO_3$) ja mittemetallioksiidideks ($CO_2$, $SO_3$). Täpsema liigituse saame aga keemiliste omaduste alusel, mida kujutatakse järgmisel skeemil:




Skeemilt nähtub, et kõik metallioksiidid ei ole aluselised oksiidid, vaid mõned neist kuuluvad amfoteersete, mõned ($CrO_3$) aga isegi happeliste oksiidide hulka.

Happeid liigitatakse samuti mitmeti: a) molekulis sisalduvate vesiniku aatomite arvu põhjal ühe- (HCl), kahe- ($H_2SO_4$) ja mitmealuselised ($H_3PO_4$, $H_4SiO_4$) happed; b) hapniku aatomite sisalduse või

puudumise põhjal happe molekulis — hapnikku sisaldavad ($H_2SO_4$ jt.) ning hapnikku mittesisaldavad happed (HCl, $H_2S$, HI); c) dissotsieerumise põhjal vesilahustes — tugevad (HCl, $H_2SO_4$, $HNO_3$), keskmise tugevusega ($H_2SO_3$, $H_3PO_4$) ja nõrgad happed ($H_2CO_3$, $CH_3COOH$).

**Aluste ehk hüdroksiidide** liigitamisel on tunnusteks nende lahustumine või mittelahustumine vees. Vees lahustuvaid hüdroksiide ($Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, NaOH, KOH) tuntakse leeliste nimetuse all. Dissotsieerumisel moodustavad nad anioonidena $OH^-$-ioone ja aluselise keskkonna. Vees praktiliselt lahustumatud hüdroksiidid ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ jt.) ei dissotsieeru ega moodusta aluselist keskkonda. Järelikult ei saa neid hüdroksiide ka indikaatorite abil kindlaks teha.

**Soolad**, mis lahustuvad vees, on kõik tugevad elektrolüüdid. Seetõttu neid dissotsieerumise määra põhjal ei liigitata. Soolade juures tehakse vahet: a) lihtsoolade (NaCl, $Na_2SO_4$); b) vesiniksoolade ($NaHSO_4$, $Ca(HCO_3)_2$ ja c) hüdroksiidsoolade ($MgCl(OH)$, $Cu_2CO_3(OH)_2$) vahel. Koostise järgi eristatakse veel kaksiksoolasid, näiteks $AlK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — alumiiniumkaaliumsulfaat-vesi(1/12). Rakendamist leiab (eriti soolade säilitamisel laborikappides) ka soolade liigitamine neis sisalduvate katioonide ($K^+$, $Na^+$, $Ca^{2+}$ jne.) või anioonide ($SO_4^{2-}$, $Cl^-$ jt.) põhjal.

**3. Oksiidide, hapete, aluste ja soolade nimetused. Oksiidide** nimetustes aatomite arvu näitamiseks kasutatakse kreekakeelseid liiteid: mono-, di-, tri- jne., kusjuures arvu üks tähisena liide „mono-" võib nimetuses ka ära jääda. Näiteks: $CO_2$ — süsinikdioksiid, $N_2O_5$ — dilämmastikpentaoksiid, CO — süsinikmonooksiid ehk süsinikoksiid, FeO — raudoksiid, $Al_2O_3$ — dialumiiniumtrioksiid. Oksiide võib nimetada ka teisel viisil — hapnikuga ühinenud elemendi oksüdatsiooniastme andmine rooma numbriga, näiteks CuO — vask(II)oksiid, $Cu_2O$ — vask(I)oksiid. Püsiva oksüdatsiooniastmega elementide puhul rooma numbrit nimetusse ei märgita, näiteks $Al_2O_3$ — alumiiniumoksiid, CaO — kaltsiumoksiid. Lubatud on mõlemad nimetamisviisid, kuigi mittemetalli oksiidide puhul rakendatakse tavaliselt esimest, metallioksiidide puhul aga teist viisi.

**Hapete** nimetuste tuletamisel kasutatakse hapnikku sisaldavate hapete puhul nimetuses hapet moodustava elemendi nimetust: $H_2SO_4$ — väävelhape (väävel on hapet moodustav element). Juhul kui hapet moodustav element ei esine maksimaalse oksüdatsiooniastmega, lisatakse selle elemendi omastavas käändes antud nimetusele tähed „is" ja „us": $H_2SO_3$ — väävl**is**hape, $HNO_2$ — lämmastik**us**hape. Hapnikku mittesisaldavate hapete nimetustes lähtutakse aine nimetusest, millele on lisatud sõna „hape": HCl — vesinikkloriidhape.

**Aluste** nimetustes tähistatakse muutuva oksüdatsiooniastmega metalli o.-a. rooma numbriga ning lisatakse metalli nimetusele sõna „hüdroksiid". Püsiva oksüdatsiooniastmega metalli puhul rooma numbrit nimetuses ei märgita. Näiteks: $Cu(OH)_2$ — vask(II)hüdroksiid, NaOH — naatriumhüdroksiid.

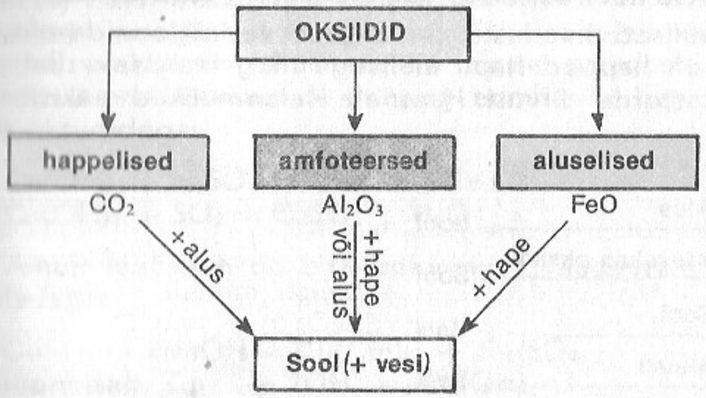
**Soolade** nimetused saadakse metallide ja happejääkioonide nimetust. Muutuva oksüdatsiooniastmega metalli puhul märgitakse oksüdatsiooniaste soola nimetusse rooma numbriga. Püsiva oksüdatsiooniastmega metalli puhul rooma numbrit nimetuses ei kasutata. Näiteks: $Na_2SO_4$ — naatriumsulfaat, $FeCl_3$ — raud(III)kloriid. Kristallhüdraadi puhul märgitakse nimetuses vee molekulide arv: $Na_2CO_3 \cdot 1OH_2O$ — naatriumkarbonaat-vesi(1/10). Kaksiksoolades esitatakse metallid nende ladinakeelsete nimetuste tähestikulises järgnevuses: $AlK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — alumiiniumkaaliumsulfaat-vesi(1/12). Vesiniksoolade nimetustes tähistatakse vesiniku esinemine sõnaga „vesinik" ning mitme vesiniku aatomi korral märgitakse ka vesiniku aatomite arv: $KHCO_3$ — kaaliumvesinikkarbonaat, $Na_2HPO_4$ — naatriumvesinikfosfaat, $NaH_2PO_4$ — naatriumdivesinikfosfaat.

Soolad on alati mingi happe soolad. Happejääkioonide ja soolade nimetuste tuletamise vastavatest hapetest esitame järgmises tabelis.

**Tabel 1.1**

| Hape | | Happejääkioon | | Sool |
|---|---|---|---|---|
| HCl | vesinikkloriidhape ehk soolhape | $Cl^-$ | kloriidioon | kloriid |
| HBr | vesinikbromiidhape | $Br^-$ | bromiidioon | bromiid |
| HI | vesinikjodiidhape | $I^-$ | jodiidioon | jodiid |
| HF | vesinikfluoriidhape | $F^-$ | fluoriidioon | fluoriid |
| $HNO_3$ | lämmastikhape | $NO_3^-$ | nitraatioon | nitraat |
| $HNO_2$ | lämmastikushape | $NO_2^-$ | nitritioon | nitrit |
| $H_2SO_4$ | väävelhape | $SO_4^{2-}$ | sulfaatioon | sulfaat |
| $H_2SO_3$ | väävlishape | $SO_3^{2-}$ | sulfitioon | sulfit |
| $H_2S$ | divesiniksulfiidhape | $S^{2-}$ | sulfiidioon | sulfiid |
| $H_2CO_3$ | süsihape | $CO_3^{2-}$ | karbonaatioon | karbonaat |
| $H_3PO_4$ | fosforhape | $PO_4^{3-}$ | fosfaatioon | fosfaat |
| $H_2SiO_3$ | ränihape | $SiO_4^{4-}$ | silikaatioon | silikaat |

**4. Oksiidide, hapete, aluste ja soolade keemilised omadused. Oksiide** klassifitseerisime nende keemiliste omaduste alusel. Järelikult tuleb oksiidide keemilisi omadusi vaadelda vastavalt sellele klassifikatsioonile:



Skeemist nähtub, et oksiidide keemilisi omadusi iseloomustab nende **reageerimine hapete ja alustega.** Seejuures kõigil juhtudel moodustuvad reaktsiooni tulemusena sool ja vesi, näiteks:

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$ või iooniliselt:

$CO_2 + 2OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$

$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$ või iooniliselt:

$FeO + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2O$

$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$ või iooniliselt:

$Al_2O_3 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na\,[Al(OH)_4]$ (naatriumtetrahüdroksoaluminaat) või iooniliselt:

$Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O = 2\,[Al(OH)_4]^-$

Soolade moodustamise järgi nimetatakse happelisi, aluselisi ja amfoteerseid oksiide vahel ka soolatekitavateks oksiidideks. Keemiliste elementide perioodilisussüsteemi perioodides vasakult paremale muutuvad vastavate elementide oksiidide omadused seaduspäraselt: aluselistest amfoteersete kaudu happelisteks.

**Happelised ja aluselised oksiidid võivad reageerida ka omavahel,** moodustades soolasid:

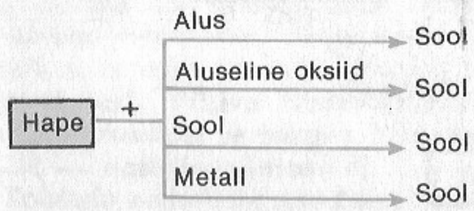
$CaO + CO_2 = CaCO_3$

**Mõned aluselised oksiidid reageerivad veega,** moodustades hüdroksiide. Ka **mõned happelised oksiidid reageerivad veega,** moodustades happeid:

$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ $\qquad$ $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$

Tuntakse veel rühma oksiide, mis ei reageeri hapete, leeliste ega veega ega moodusta ka soolasid. Sellised on näiteks lämmastikmonooksiid (NO), dilämmastikoksiid ($N_2O$), süsinikmonooksiid (CO). Neid oksiide nimetatakse **neutraalseteks ehk inertseteks oksiidideks.**

**Hapete** keemilised omadused on tingitud vesinikioonide olemasolust. Seetõttu on happed hapu maitsega ning nende vesilahused muudavad indikaatorite värvust. Hapetele iseloomulikud reaktsioonid on järgmised:






**Reageerimine hüdroksiididega** peegeldab ühtlasi ka selle ainete-klassi omadust ning kannab neutralisatsioonireaktsiooni nimetust, näiteks:

$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$
ooniliselt: $2H^+ + 2OH^- = 2H_2O$

**Aluseliste oksiididega** reageerivad happed sõltumata sellest, kas oksiid vees lahustub või mitte:

$2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O$
ooniliselt: $2H^+ + CuO = Cu^{2+} + H_2O$

**Hapete reageerimisel sooladega** saadakse laboratoorselt teisi happeid, näiteks:

$H_2SO_4 + NaCl = NaHSO_4 + HCl$
ooniliselt: $H^+ + Cl^- = HCl$

Tekkiva gaasilise aine — vesinikkloriidi — vesilahus on vesinikkloriidhape ehk soolhape.

**Reageerimise puhul metallidega** tuleb silmas pidada, et lahjendatud happed reageerivad üksnes pingereas vesinikust vasakul paiknevate metallidega:

$2HCl + Mg = MgCl_2 + H_2\uparrow$
ooniliselt: $2H^+ + Mg = Mg^{2+} + H_2$

Metalliaatomid seejuures oksüdeeruvad, vesinikioonid aga redutseeruvad ning moodustub lihtaine vesinik. Pingerea alguses asuvate metallide, näiteks kaaliumi reageerimine hapetega võib kulgeda plahvatusega. On ka erandeid. Näiteks lahjendatud lämmastikhappest metallid vesinikku praktiliselt välja ei tõrju. Ka ei eraldu vesinikku kontsentreeritud väävel- ja lämmastikhappe reageerimisel metallidega. Sel puhul redutseeruvad väävel ja lämmastik (nende oksüdatsiooniaste väheneb) ning moodustuvad oksiidid (NO, $NO_2$, $SO_2$).

Hapete keemiliste omaduste kohta esitatud reaktsioonivõrranditest nähtub, et kõigil juhtudel on reaktsioonisaaduseks sool. Soolade saamisel neid reaktsioone ka kasutatakse.

**Aluste** keemilistest omadustest rääkides tuleb vahet teha leeliste ja vees praktiliselt lahustumatute aluste omaduste vahel. Ühiseks omaduseks neile mõlemale on reageerimine nii hapete kui ka happeliste oksiididega:

$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$
$Ca(OH)_2 + SO_2 = CaSO_3 + H_2O$

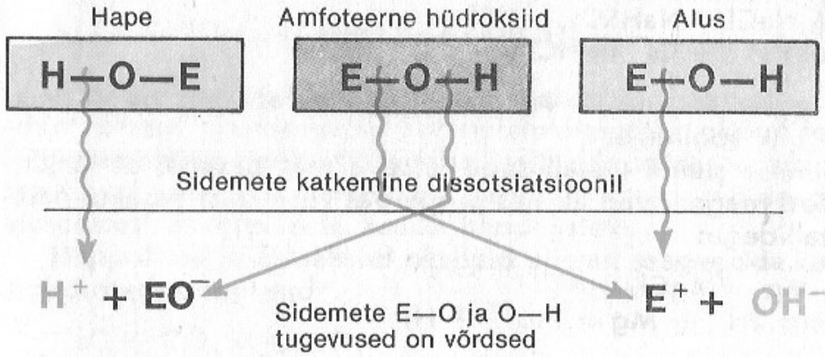
Ainult leelistele on aga iseloomulik reageerimine raskmetallide sooladega:

$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$
ooniliselt: $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$

Leeliste keemiliste omaduste hulka kuuluvad juba nimetatute kõrval ka omadus muuta indikaatorite värvust ning seebitaolisus puudutamisel. Kõik need omadused on tingitud hüdroksiidioonide olemasolust. Lahustumatud alused aga hüdroksiidioonide puudumise tõttu vees aluselist keskkonda ei moodusta. Erinevalt leelistest on vees praktiliselt lahustumatute aluste iseloomulikuks omaduseks lagunemine kuumutamisel:

$$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Amfoteersed hüdroksiidid reageerivad nii hapete kui ka alustega (leeliste lahustega), kuna võivad dissotsiatsioonil moodustada nii vesinikkatioone kui ka hüdroksiidioone:




**Soolad** reageerivad lahustunult metallide, hapete, leeliste ja sooladega:

1. $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$
ooniliselt: $Fe + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu$

Soola lahusest tõrjub metalli välja üksnes temale metallide pingereas eelnev metall (asendusreaktsioon). Pingerea alguses paiknevad metallid (K, Ca, Na) ei anna soola lahustega asendusreaktsiooni, sest moodustavad veega leelisi:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

2. Soolade ioonireaktsioonid hapetega kulgevad saaduste tekke suunas juhul, kui moodustuvad: a) gaasiline aine, b) reageerivast happest lenduvam hape, c) reageerivast happest nõrgem hape, d) praktiliselt lahustumatu aine (sade):

$K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2O + CO_2\uparrow$ (gaas)
ooniliselt: $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$

$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$ (lenduvam kui $H_2SO_4$)
ooniliselt: $NO_3^- + H^+ = HNO_3$



$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$ (nõrgem kui $H_2SO_4$)
ooniliselt: $2PO_4^{3-} + 6H^+ = 2H_3PO_4$

$CuSO_4 + H_2S = \underset{\text{sade}}{CuS\downarrow} + H_2SO_4$
ooniliselt: $Cu^{2+} + H_2S = CuS + 2H^+$

3. Soolade ioonireaktsioon leelistega oli vaatluse all leeliste keemiliste omaduste puhul. Need reaktsioonid kulgevad saaduste tekke suunas seetõttu, et tekib praktiliselt lahustumatu alus (sade).

4. Soolade omavaheline ioonireaktsioon kulgeb saaduste tekke suunas juhul, kui üks moodustuv sool eraldub sademena (on praktiliselt lahustumatu või lahustub raskesti):

$BaCl_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$
ooniliselt: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$

5. **Oksiidide, hapete, aluste ja soolade saamine. Oksiide** saadakse nii liht- kui ka liitainetega toimuvate oksüdatsioonireaktsioonide tulemusena, kulgegu need siis aeglaselt, põlemise või plahvatusega. Samuti saadakse oksiide mitmete hapnikuühendite lagunemisreaktsioonidel:

1) lihtainete reageerimine hapnikuga:

$2Na + O_2 = Na_2O_2$ (naatriumperoksiid)

$S + O_2 = SO_2$

$2H_2 + O_2 = 2H_2O$

2) liitainete põlemine:

$CH_4 + 2O_2 = 2H_2O + CO_2$

3) hapnikuühendite lagunemisreaktsioonid:

$MgCO_3 = MgO + CO_2$

$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$

**Happeid** saadakse erinevatel viisidel. **Hapnikku mittesisaldavaid happeid** saadakse lähtuvalt vesinikust ja mittemetallist vesinikuühendite sünteesireaktsioonil ning viimaste lahustamisel vees:

$H_2 + Cl_2 = 2HCl \xrightarrow[\text{vees}]{\text{lahustamine}}$ vesinikkloriidhape

$H_2 + S = H_2S \xrightarrow[\text{vees}]{\text{lahustamine}}$ divesiniksulfiidhape

**Hapnikku sisaldavad happeid** saadakse
1) happeliste oksiidide reageerimisel veega:

$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

2) sooladest väljatõrjumisel tugevama happega (enamasti väävelhappega):

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

$$Na_4SiO_4 + 2H_2SO_4 = 2Na_2SO_4 + H_4SiO_4$$

**Aluseid ehk hüdroksiide** saadakse samuti sõltuvalt aluse iseloomust. Leelisi (NaOH, KOH) toodetakse tööstuses vastavate kloriidide elektrolüüsil:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{elektrolüüs}} 2NaOH + Cl_2 + H_2$$

Kaltsiumhüdroksiidi saadakse aga kaltsiumoksiidi (kustutamata lubja) reageerimisel veega (lubja kustutamine):

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

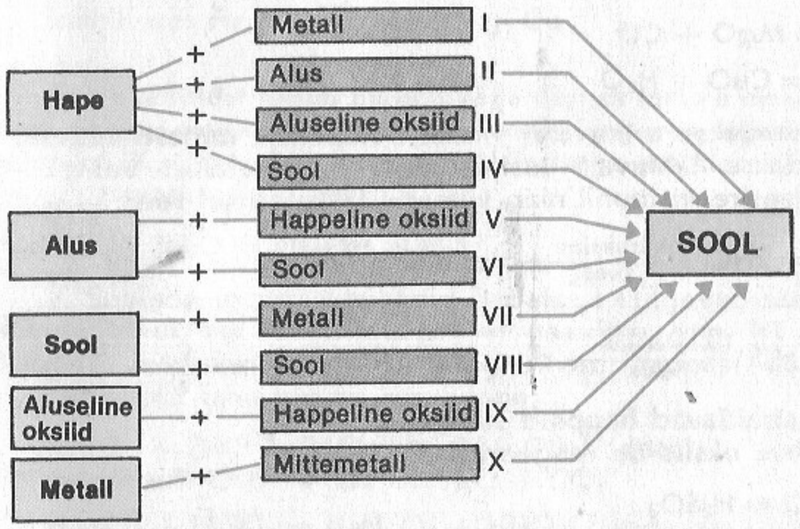
Leelisi võib laboris saada ka aktiivsete metallide reageerimisel veega:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

**Vees praktiliselt lahustumatuid aluseid** saadakse leeliste reageerimisel vastavate sooladega:

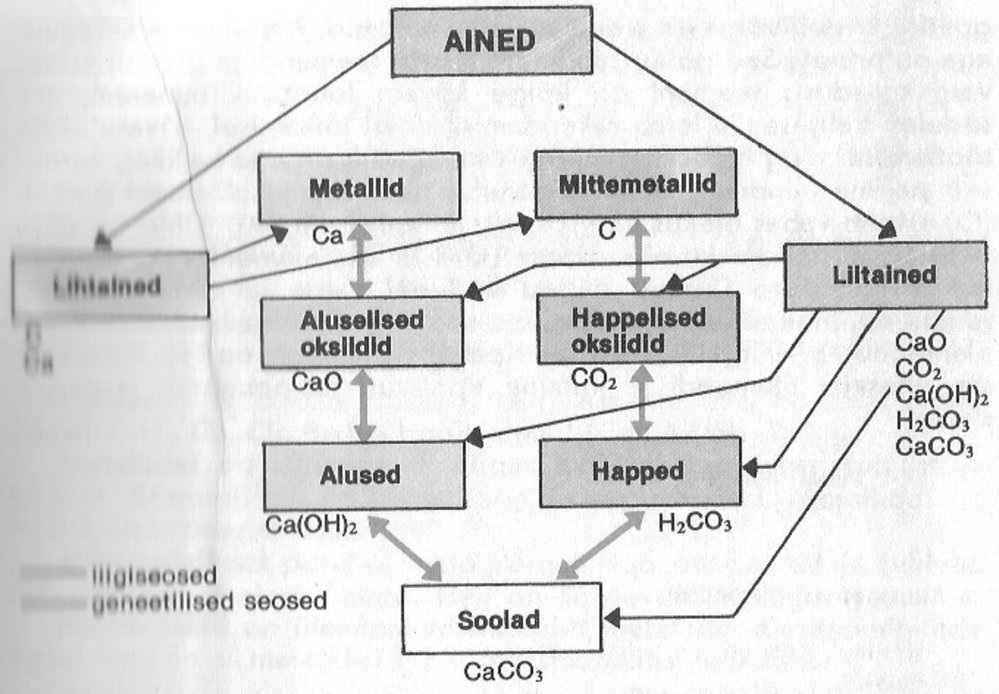
$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

**Soolade** saamise võimalustest annab ülevaate joonis 1.1. Vahetusreaktsioonid kulgevad seejuures soola tekke suunas juhul, kui: 1) tekib sade, 2) tekib gaasiline aine, 3) moodustub lähteaineks olevast happest nõrgem või lenduvam hape, 4) tekib vähedissotsieeruv aine, näiteks vesi.




Joonis 1.1. Soolade saamine.






Joonis 1.2. Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon.

6. **Anorgaaniliste ainete klasside vaheline seos.** Anorgaaniliste ainete klasside vahel on: a) liigiseosed, mis osutuvad olulisteks ainete liigitamisel, b) geneetilised ehk tekkelised seosed, mis seisnevad võimaluses muutuda ühe aineklassi esindajast teise aineklassi esindajaks keemiliste reaktsioonide tulemusena (joonis 1.2.). Reaktsioonid kulgevad seejuures ikka vajalike tingimuste olemasolu korral ja sõltuvalt ainete iseloomust.

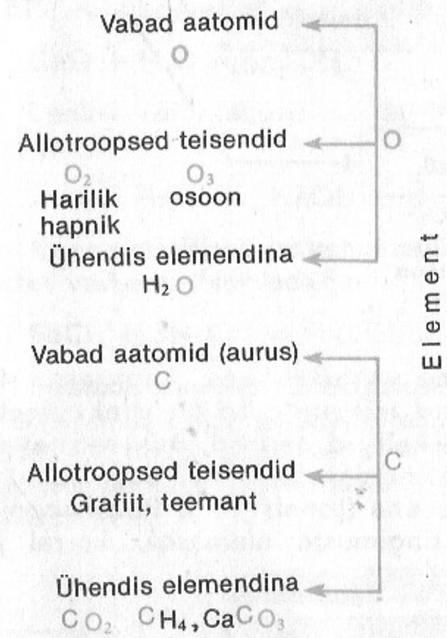
## II. KEEMIA PÕHIMÕISTED

Meenutame kokkuvõtlikult keemilise elemendiga seotud põhimõisteid.

Keemiline element. Keemilise elemendi all mõistetakse teatud **kindla ühesuguse tuumalaenguga aatomite liiki.** Mittemetalliliste keemiliste elementide näideteks on vesinik (tuumalaeng +1), hapnik (tuumalaeng +8), süsinik (tuumalaeng +6) jne. Metallilisteks elementideks on naatrium (tuumalaeng +11), alumiinium (tuumalaeng +13), raud (tuumalaeng +26) jt. Nüüdisajal tuntakse **110 keemilist elementi,** millest enam kui 90 esineb looduses, ülejäänud ligi 20 elementi on saadud tehislikult tuumareaktsioonide abil.

Lihtaine. **Lihtaine koosneb ainult ühe ja sama elemendi aatomitest.** Lihtaine on keemiline element vabas olekus. Nii esineb süsinik looduses vabas olekus teemandi või grafiidi kujul. Nii teemandi kui ka

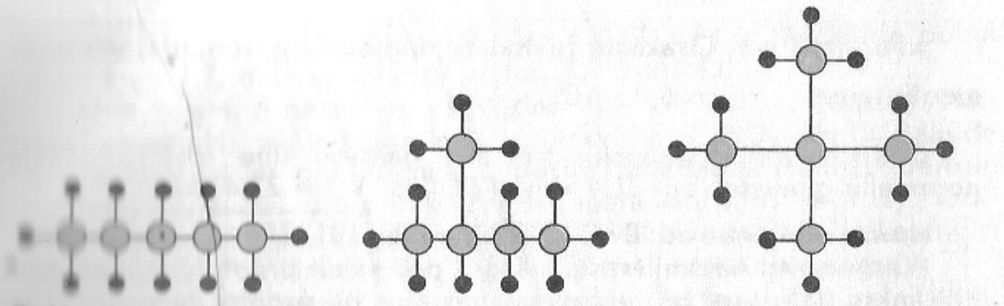
grafiidi kristallivõres on ainult süsiniku aatomid, kristallivõre struktuur aga on erinev. See põhjustab ka lihtainete teemandi ja grafiidi erinevaid omadusi: teemant on kõige kõvem looduslik mineraal, mis sädeleb valguses ja leiab rakendamist klaasi lõikamisel, kõvasulamite töötlemisel ning hinnalise vääriskivina. Grafiit on aga hallikas, äärmiselt pehme mineraal, pliiatsisüdamiku põhimaterjal. Element hapnik (O) esineb vabas olekus hariliku ehk dihapnikuna ($O_2$). Õhus on väga vähe veel trihapnikku ehk osooni ($O_3$). Et üks element võib esineda mitme lihtainena (tuntud näited on veel valge ja punane fosfor; rombiline, monokliinne ja plastiline väävel), siis ületab lihtainete arv elementide arvu ligi viiekordselt. **Keemilisi elemente on 110, lihtaineid üle viiesaja.** Elemendi ja lihtaine erinevust iseloomustab järgmine skeem:




**Allotroopia.** Ühe ja sama elemendi esinemist mitme lihtainena nimetatakse **allotroopiaks** ja vastavaid esinemiskujusid **allotroopseteks teisenditeks** ehk **modifikatsioonideks.** Hapniku allotroopsed teisendid on harilik hapnik ($O_2$) ja osoon ($O_3$). Siin on allotroopia tingitud erinevast aatomite arvust molekulis. Süsiniku allotroopsed teisendid teemant ja grafiit erinevad kristallistruktuurilt.

**Isomeeria.** Isomeeria on teatud mõttes analoogiline mõiste allotroopiaga. Allotroopia esineb lihtainete puhul, isomeeria aga keemiliste ühendite puhul. Varasemas kursuses tutvusime isomeeriaga orgaaniliste ühendite juures. Isomeeria puhul on mitmel ühendil **ühesugune koostis, kuid erinev struktuur** ning sellest tingituna erinevad omadused. Kõige tuntum on ahelisomeeria. Pentaani $C_5H_{12}$ isomeeride erinevad struktuurid on esitatud leheküljel 15. Küllalt oluliselt erinevad ka nende isomeeride keemistemperatuurid.





Pentaan, keemistemp. 36 °C | Isopentaan, keemistemp. 28 °C (2-metüülbutaan) | Isopentaan, keemistemp. 9,5 °C (2,2-dimetüülpropaan)

**Lihtained jagunevad kolme rühma:** metallid (Na, Fe, Cu), mittemetallid ($H_2$, $O_2$, $Cl_2$, $Br_2$) ja poolmetallid (Ge, As, Sb, Te).

**Metallidel** on iseloomulik läige, nad juhivad hästi soojust ja elektrit. Enamasti on nad plastilised ja sepistatavad. Metallidel on madal elektronegatiivsus.

**Mittemetallidel** puudub metalliläige. Nad on haprad ja juhivad halvasti soojust ning elektrit. Neil on kõrge elektronegatiivsus.

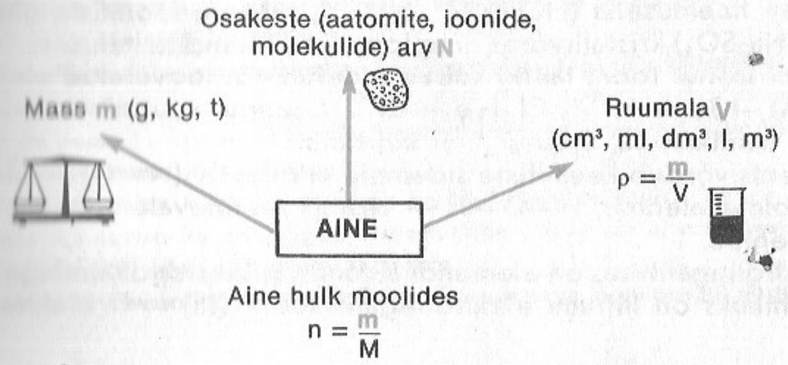
**Poolmetallid** on üleminekuelemendid metallide ja mittemetallide vahel. Neil on nii metallilisi kui ka mittemetallilisi omadusi.

**Aatomi mass ja suhteline aatommass.** Aatomi tegelik mass on väga väike, suurusjärgus umbes $1 \cdot 10^{-27}$ kg, sellepärast rakendatakse suhtearve. Aatommassi ühikuks on $\frac{1}{12}$ süsiniku aatomi C-12 massist. Suhtelise aatommassi tähis on $A_r$. Näiteks $A_r(O) = 15{,}9994$, (ümardatult 16). $A_r(S) = 32{,}064$ (ümardatult 32). Aatommass on ühikuta suurus.

**Molekulmass.** Suhteline molekulmass võrdub ainet moodustavate elementide aatommasside summaga. $M_r(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$; $M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$. Suhteline molekulmass $M_r$ on ühikuta suurus.

**Molaarmass.** Molaarmassi ühik on g/mol. Arvuliselt on molekulmass ja molaarmass võrdsed. Arvutustes kasutatakse ühikuga suurust, s. o. molaarmassi. Vee molaarmass $M(H_2O) = 18$ g/mol.

**Mool** on aine hulga ühik. Erinevalt massiühikutest on mool loenduse ühik. Mool on aine hulk, milles osakesi on niisama palju kui aatomeid 12 g süsinik-12. Aine hulga ja massi vaheline seos avaldub järgmiselt: $n(\text{mol}) = \frac{m(g)}{M(g/\text{mol})}$. Nii leiame, et 11 g $CO_2$ on $\frac{11}{M(CO_2)} = \frac{11}{44} = 0{,}25$ mol.



**Avogadro arv.** Osakeste (aatomite, molekulide, ioonide) arv ühes moolis aines $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\text{mol}}$.

**Gaaside molaarruumala.** Kõikide gaaside ühe mooli ruumala normaaltingimustel on 22,4 $dm^3$ (22,4 l). $V_m = 22{,}4\ dm^3$.

Normaaltingimused: 0 °C (273 K) ja rõhk 101325 Pa (1 at).

**Massiarv** A. Aatomi massi määrab peamiselt prootonite ja neutronite mass. Massiarv on aatomi tuumas olevate prootonite arvu (Z) ja neutronite arvu (N) summa: $A = Z + N$.

Praktiliselt $A \approx A_r$ ($A_r$ ümardatakse lähimaks täisarvuks).

Prootonite arv (Z) = elemendi järjenumber perioodilisussüsteemis. Näiteks Na puhul $A_r = 22{,}9898$, järjenumber süsteemis $Z = 11$; $A \approx A_r \rightarrow 23$. $N = A - Z = 23 - 11 = 12$ neutronit.

**Oksüdatsiooniaste** (o.-a.) vastab laengule, mida aatom omandaks, kui kõik elektronpaarid on nihkunud elektronegatiivsema elemendi aatomi poole. O.-a. on formaalne suurus, mida kasutatakse ühendite klassifitseerimisel, valemite ja redoksvõrrandite koostamisel jms. Lihtaine o.-a. on null, ühendis on elemendi o.-a. järgmine: H = I, O = —II. Molekulis on o.-a. summa null.

Näiteks $FeSO_4$ ja FeO on raud(II)ühendid, sest neis on raua o.-a. II. Teades, et lämmastiku o.-a. on V, võime koostada tema oksiidi valemi: $\overset{V}{N}\ \overset{-II}{O} \rightarrow N_2O_5$ sest $5 \cdot 2 + (-2) \cdot 5 = 0$. Skemaatiliselt võib valemi korrastamist väljendada järgmiselt:

$\overset{V}{N}\ \overset{-II}{O}$ $\quad N_2O_5$; $\quad \overset{VI}{S}\ \overset{II}{O}$ $\quad S_2O_6$ lihtsustatult $SO_3$

Lihtaines $H_2$ $H = 0$; $\overset{I}{H_2}\overset{-II}{SO_4}$, järelikult S o.-a. on VI $(2 + 6 - 8 = 0)$.

**Ioon.** Ioon moodustub neutraalsest aatomist elektronide liitmisel või loovutamisel. $H - e \rightarrow H^+$, $Cl + e \rightarrow Cl^-$, $Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+}$. Positiivse laenguga ioone nimetatakse **katioonideks**, negatiivse laenguga — **anioonideks.** Ioonid esinevad lahuses elektrolüütilise dissotsiatsiooni tulemusena ($HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$), tahkete iooniliste ühendite ($CaCl_2$, $Na_2SO_4$) kristallivõres ning iooniliste ühendite lahuses.

**Looni laeng.** Looni laeng sõltub liidetud või loovutatud elektronidest: $Al - 3e \rightarrow Al^{3+}$. $Cl + e \rightarrow Cl^-$. Laengu suurust avaldatakse araabia numbritega, arvu „1" ei kirjutata.

**Valents** võrdub keemiliste sidemete arvuga. $N_2(N \equiv N)$ — lämmastik on kolmevalentne; H—O—H — vesinik on ühevalentne, hapnik — kahevalentne.

**Elektronegatiivsus** on elemendi aatomi võime siduda endaga elektrone, ühikuks on liitiumi elektronegatiivsus X (Li) = 1. Elektronegatiivsuste piirkond on X (Cs) = 0,7 kuni X (F) = 4,0. Metallide puhul X on kuni 1,7, mittemetallidel ulatub 1,7 kuni 4,0.



**Aine valem.** Aine valem väljendab liht- või liitaine koostist. Näiteks: vesinik $H_2$, väävelhape $H_2SO_4$, vaskvitriol $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Paljude ainete koostist ei ole võimalik üheselt avaldada. Näiteks bensiin koosneb erinevate süsivesinike segust, metallisulamid (pronks, joodised, teras, malm) sisaldavad metallide kõrval mittemetalle ja keemilisi ühendeid, õhk on lämmastiku, hapniku jt. paljude ainete segu.

**Mineraal.** Mineraalid on keemilised ühendid (apatiit, püriit, kvarts, keedusool) või ka ehedad lihtained (väävel, grafiit, teemant), mis on tekkinud maapinnal või maakoores mitmesuguste füüsikalis-keemiliste protsesside tagajärjel.

**Aine agregaatolekud.** Aine agregaatolekud on gaasiline, vedel, tahke ja plasma.

**Gaasid** täidavad ühtlaselt kogu ruumala. Et gaasi molekulid on üksteisest suhteliselt kaugel, siis on gaasid kokkusurutavad. Gaasi molekulid liiguvad kiiresti. Seda võime kergesti tuvastada, kui jätame lõhnava gaasilise ainega täidetud anuma avatuks.

**Vedelikel** on antud temperatuuril kindel ruumala. Vedelikes on ainesosakesed üksteisele palju lähemal kui gaasides, seepärast on vedelikud vaid vähesel määral kokkusurutavad. Vedelikel pole kindlat kuju, nad võtavad endale anuma kuju. Ainult väikese hulgana esinedes on vedelikud tilkadena.

**Tahked** ained omavad ja säilitavad kindla kuju. Tahkes aines võnguvad osakesed teatud kindlate punktide ümber.

**Plasma** kujutab endast ioniseerunud gaasi, milles on võrdselt positiivseid ja negatiivseid laenguid. Plasmaolekus on kuumad tähed ja päike, plasma esineb gaaslahenduslambis ja küünlaleegis.

**Tihedus** on ainet iseloomustav suurus: mass ruumalaühiku kohta ($kg/m^3$). Vee tihedus on 1000 $kg/m^3$, elavhõbedal 13500 $kg/m^3$.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Tuua näiteid ainetest, kus element esineb lihtainena või koostiselemendina ühendites: a) väävel, b) fosfor, c) alumiinium, d) raud, e) elavhõbe.
2. Mille poolest erinevad allotroopsed teisendid a) fosfori ja b) väävli puhul?
3. Võrrelda hapniku ja osooni erinevust struktuurilt ja omadustelt.
4. Võrrelda teemanti ja grafiiti.
5. Võrrelda metalle ja mittemetalle a) agregaatolekult, b) füüsikalistelt, c) keemilistelt omadustelt.
6. Mille poolest sarnanevad ja mille poolest erinevad a) aatomi mass, b) aatommass, c) molekulmass, d) molaarmass?
7. Arvutada peast, kui palju molekule on 11,2 l ammoniaagis.
8. Määrata neutronite arv järgmiste elementide aatomites: a) magneesium, b) räni, c) fosfor, d) raud, e) kaalium, f) broom.
9. Võrrelda elementide aatomite oksüdatsiooniastet ja ioonilaengut järgmistes ühen-

dites (kirjutada välja vastavad valemid): naatriumbromiid, kaaliumsulfaat, alumiiniumkloriid, kaltsiumfluoriid.

10. Võrrelda elementide elektronegatiivsuste muutumist perioodilisussüsteemi rühmades ja perioodides.
11. Võrrelda allotroopia ja isomeerianähtusi. Mis on ühist ja mis on neis erinevat?

## III. AINE EHITUS JA KEEMILINE SIDE

✻ **1. Aatomi ehitus.** Aatomite olemasolu oli sajandeid kahtluse all. Seejärel aga peeti aatomit kaua jagamatuks aineosakeseks. Tänapäeval teame, et aatom ei ole jagamatu, nagu võiks tuleneda tema kreekakeelsest nimetusest „atomos". Tõsi on see, et aatomituumad ei lagune keemilistes reaktsioonides, küll aga tuumareaktsioonides.

Aatomid koosnevad **aatomituumast** ja seda ümbritsevatest elektronidest, mis moodustavad aatomi **elektronkatte**.

**Aatomituuma koostis.** Aatomituum koosneb positiivse laenguga prootonitest ja elektriliselt neutraalsetest osakestest — neutronitest. Koos nimetatakse tuumaosakesi **nukleonideks** (*nucleus* — lad. k. *tuum*).

| | | tähis | laeng | mass |
|---|---|---|---|---|
| Nukleonid | Prooton | $p$ | $+1$ | $\approx 1$ |
| | Neutron | $n$ | $0$ | $\approx 1$ |

Aatomituumale annavad seega laengu prootonid, kusjuures prootonite arv tuumas võrdub aatomi tuumalaenguga.

**Aatomi tuumalaeng** (prootonite arv) **võrdub arvuliselt elemendi järjenumbriga perioodilisussüsteemis** (*H. Moseley*, 1912. a.). Selles väljendub järjenumbri füüsikaline sisu ning sellest tulenevalt baseerub perioodilisussüsteemi ülesehitus aatomi ehitusele. Mendelejevi tabelit kasutades võime seega väita, et süsiniku aatomi tuumas on 6 (tuumalaeng $+6$) prootonit, alumiiniumi aatomi tuumas 13 (tuumalaeng $+13$) prootonit jne. Teades prootonite arvu ($Z$) ja massiarvu (prootonite ja neutronite koguarv $A$), saame leida neutronite arvu tuumas: $N = A - Z$. Seega on näiteks alumiiniumi aatomi tuumas $27 - 13 = 14$ neutronit.

**Isotoobid.** Tavaliselt sisaldavad keemiliste elementide aatomituumad erineva arvu neutroneid, näiteks: ${}^{1}_{1}H$ — vesinik-1 ehk prootium (neutron puudub); ${}^{2}_{1}H$ — vesinik-2 ehk deuteerium (üks neutron); ${}^{3}_{1}H$ — vesinik-3 ehk triitium (kaks neutronit).

Kõigil neil vesiniku aatomite teisenditel ehk isotoopidel on aga prootonite arv ühesugune — üks. Niisiis on isotoobi mõiste määratlemisel oluline ühesugune prootonite arv tuumas ja erinev neutronite arv.

Keemiliste elementide teisendeid, millel on ühesugune tuumalaeng (ühesugune prootonite arv tuumas) ja erinevad aatommassid



**(erinev neutronite arv tuumas), nimetatakse isotoopideks.** Näiteks teome vesiniku isotoopide erinevad aatommassid:

$$A_r\ ({}^{1}_{1}H) \approx 1; \quad A_r\ ({}^{2}_{1}H) \approx 2; \quad A_r\ ({}^{3}_{1}H) \approx 3$$

Erinevat tuumalaengut (prootonite arvu) ei saa aga antud elemendil olla. Kui muutub tuumalaeng (tuumareaktsioonides), siis moodustub uus keemiline element (ühesuguse tuumalaenguga aatomite liik). Näiteks radioaktiivse elemendi raadiumi ${}^{226}_{88}Ra$ lagunemisel eraldub $\alpha$-kiirgust (heeliumi aatomi tuumi, ${}^{4}_{2}He$), mistõttu prootonite arv tuumas väheneb kahe võrra ja raadiumi aatom muutub radooni aatomiks ${}^{222}_{86}Rn$:

$${}^{226}_{88}Ra = {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$$

Et ka radoon on radioaktiivne, s. t. laguneb iseeneslikult, siis laguneb ta edasi, põhjustades keskkonna radioaktiivset saastumist. Radioaktiivsuse tõttu on radoon organismidele väga kahjulik (kantserogeen jm.)

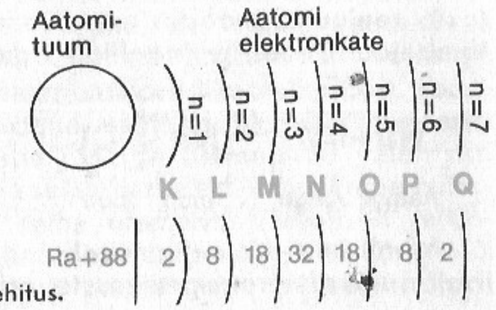
**Aatomi elektronkatte ehitus.** Elektroni tähis on e ehk $e^-$. Tema laeng on absoluutväärtuselt võrdne prootoni laenguga, kuid vastupidise märgiga, seega $-1$, ja mass umbes $\frac{1}{1840}$ prootoni massist.

Et aatom tervikuna on neutraalne (puudub laeng), siis on negatiivselt laetud elektrone elektronkattes niisama palju kui prootoneid tuumas. Niisiis näitab järjenumber perioodilisussüsteemis ka elektronide üldarvu aatomi elektronkattes.

Elektronid paiknevad elektronkattes kihtidena, mida tähistatakse alates aatomituumast suurte tähtedega: Joonisel 3.1 kujutatakse elektronkihtide asetust ja tähistust elektronkattes ning elektronide paiknemist kihtidel element raadiumi elektronkatte näitel.

**Aatomi elektronskeem.** Tundes perioodilisussüsteemi füüsikalist sisu, saab Mendelejevi tabelit kasutades koostada mis tahes elemendi aatomi elektronskeemi. Selleks peame meeles, et:

1) prootonite arv = elektronide üldarv = elemendi järjenumber;
2) elektronkihtide arv = perioodi number;
3) elektronide arv väliskihil = peaalarühma elemendi rühmanumber;




Joonis 3.1. Aatomi elektronkatte kihiline ehitus.

4) kõrvalalarühmade elementide aatomite välisel elektronkihil on 2 (harvemini 1) elektroni;
5) välisel elektronkihil võib olla kuni 8, eelviimasel kuni 18 elektroni;
6) esimesel neljal kihil määrame elektronide maksimaalset arvu valemi $2n^2$ abil, milles $n$ on elektronkihi number;
7) kõige viimasena märgitakse elektronide arv eelviimasele kihile.

✽ **2. Keemiline side.** Mõju, mis ühendeis seob osakesi — aatomeid või ioone —, tuntakse keemilise sidemena. Keemilise sideme olemust on ajaloo vältel püütud eri viisidel seletada.

**Keemilise sideme teooria arengujooni.** Vana-Kreeka õpetlase *Demokritose* (umbes 460—370 e. m. a.) järgi kombineeruvad aatomid asjadeks nii, et eri kujuga aatomid käivad üksteise sisse nagu hülsid või siis haakuvad nagu konksud. Juba ilma konksukesteta ning salapäraste jõududeta, kuid ikkagi mehhanistlikult kujutasid ainete reageerimist ka *R. Boyle* (1627—1631) ja *M. Lomonossov* (1711—1765). M. Lomonossov arvas, et ühesuguste osakeste pinnad sobivad üksteisega paremini, nende konarused ühtivad täielikumalt kui erinevate osakeste pinnad (nagu hammasrattad). Tõele ligemale jõudis *J. J. Berzelius* (1773—1848). Tema järgi tekib keemiline ühend ja püsib koos üksnes vastupidise laenguga osakeste olemasolu tõttu. Ühesuguste aatomite ühinemist, nagu see toimub näiteks süsiniku aatomite vahel orgaanilistes ühendites, see ettekujutus ei seletanud. Keemilise sideme nüüdisteooria kujunemisele sai aluseks 20. saj. algul väljatöötatud aatomi ehituse teooria. Keemilist sidet hakati käsitlema kui aatomite vastastikust mõju aatomite väliskihi elektronide vahendusel.

**Looniline side, selle tunnused.** Loonilise sideme moodustavad metalli ja mittemetalli aatomid, mille elektronegatiivsused erinevad olulisel määral ($\Delta X > 1{,}7$). Metalli aatomid loovutavad kergesti väliskihi elektrone, kaotavad seejuures oma elektroneutraalsuse ning muutuvad positiivse laenguga ioonideks. Näiteks:

$$Na - e = Na^+; \quad Al - 3e = Al^{3+}$$

Mittemetalli aatomid seevastu liidavad välisesse elektronkihti elektrone ning muutuvad negatiivselt laetud ioonideks. Näiteks:

$$Cl + e = Cl^-; \quad S + 2e = S^{2-}$$

Juhul kui naatriumi aatomi väliselektron läheb üle kloori aatomile, tekib seejuures moodustuvate ioonide vahel elektrostaatilisel külgetõmbejõul baseeruv **looniline side.**

Aatom Aatom Ioon Ioon

Loonilise sideme tunnuseks on seega ühinevate aatomite suhteliselt suur elektronegatiivsuste erinevus, elektronide üleminek ühe



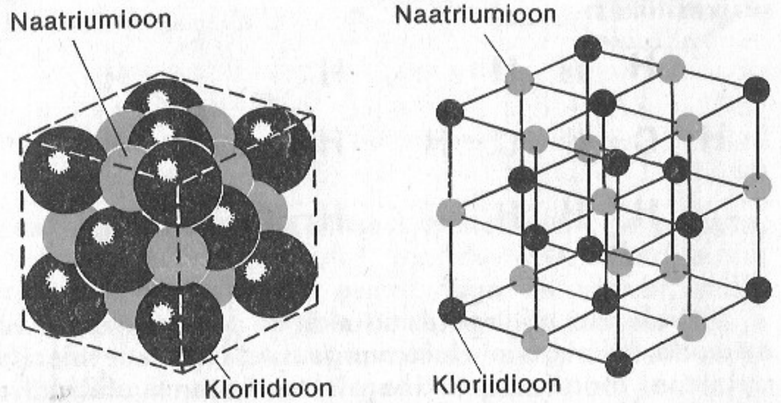
aatomi elektronkattest teise aatomi elektronkattesse, mille tulemusena tekivad ioonid ning ioonidevaheline külgetõmbejõud.

Et valentselektrone jääb alati teatud määral positiivselt laetud tuuma mõjupiirkonda, siis absoluutselt puhast loonilist sidet ei esine.

Naatriumi ja kloori aatomite elektronegatiivsuste erinevus kinnitab loonilise sideme esinemist naatriumkloriidis:

$$\Delta X = X_{Cl} - X_{Na} = 3{,}0 - 0{,}9 = 2{,}1$$

**Loonilise sidemega ainete omadused.** Enamik loonilise sidemega aineid on normaaltingimustel tahked kristalsed ained. Nad ei lendu ning neil on kõrged sulamistemperatuurid. Näiteks naatriumi halogeenühendite sulamistemperatuurid on järgmised: NaF — 995 °C, NaCl — 808 °C, NaBr — 747 °C ja NaI — 662 °C. Tahkes olekus juhivad nad halvasti elektrivoolu, kuid nende sulandid ja vesilahused juhivad elektrivoolu hästi. Selleks et mõista, miks loonilise sidemega ühenditel on sellised omadused, vaatleme nende kristallivõre ehitust.

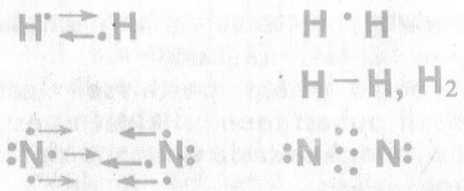



Joonis 3.2. Naatrium- ja kloriidioonide ruumiline asetus naatriumkloriidi kristallivõres.

**Ioonvõre.** Loonilise sidemega ühendid moodustavad kristalle, mille võresõlmedes paiknevad vaheldumisi erinimelise laenguga ioonid. Sellist kristallivõret nimetatakse **ioonvõreks.** Joonisel 3.2 on esitatud naatriumkloriidi ioonvõre ehitus. Naatrium- ja kloriidioonide vahel toimivad kõigis suundades suured elektrostaatilised tõmbejõud. (Siit tulenevalt puudub loonilisel sidemel suunalisus.) Et naatrium- ja kloriidioonide arv on kristallivõres võrdne, siis võime keedusoola valemi avaldada kujul NaCl. See aga ei tähenda, et võiksime ioonvõrega kristalli puhul rääkida naatriumkloriidi molekulidest. Ioonvõrega ühendid võivad molekulidena esineda üksnes aurufaasis.

Looniliste ühendite puhul ei saa rääkida elementide valentsist.

**Kovalentne mittepolaarne side ja selle tunnused.** Kovalentne mittepolaarne side võib moodustuda sama elemendi (tavaliselt mittemetallilise) aatomite vahele. Kumbki ühinev aatom loovutab ühise või ühiste elektronipaaride tekkeks oma paaristumata väliselektronid:



$H \cdot H$

$H-H$, $H_2$



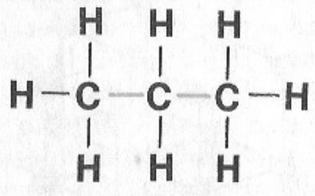
$:N \vdots\vdots N:$

$N \equiv N$, $N_2$

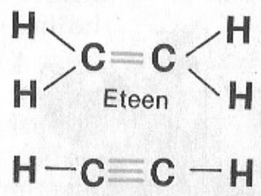
Seejuures ühinevad aatomid tõmbavad ühiseid elektronipaare võrdse jõuga ning moodustub mittepolaarne molekul ($H_2$,$N_2$). Mittepolaarse kovalentse sidemega molekulis on aatomite elektronegatiivsused ühesugused ($\Delta X = 0$). Näiteks:

$X_H = 2{,}1 \quad \Delta X_{H_2} = X_H - X_H = 0$

Kovalentne mittepolaarne side on iseloomulik lihtainetele, kuid esineb ka ühendites ühe ja sama elemendi aatomite vahel. Kovalentne mittepolaarne side on näiteks süsiniku aatomite vahel rohkearvulistes süsivesinikes:



Propaan



Eteen

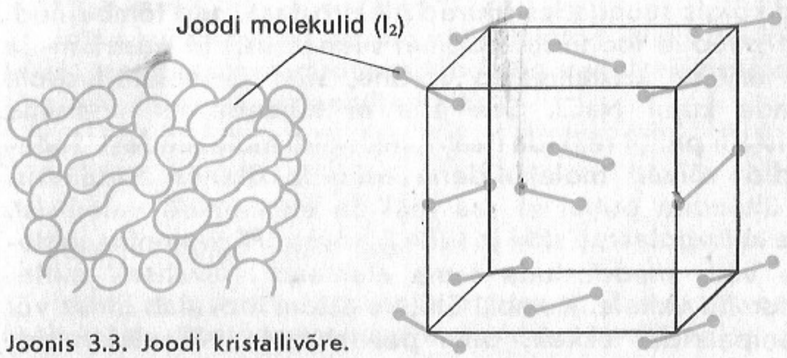


Etüün

Kovalentse mittepolaarse sideme tunnusteks on niisiis ühinevate aatomite ühesugune elektronegatiivsus, millest tulenevalt side ei ole polaarne. Moodustuv ühine elektronipaar kuulub võrdselt mõlemale aatomile. Ioone siin ei teki, sest ei toimu elektronide täielikku üleminekut.

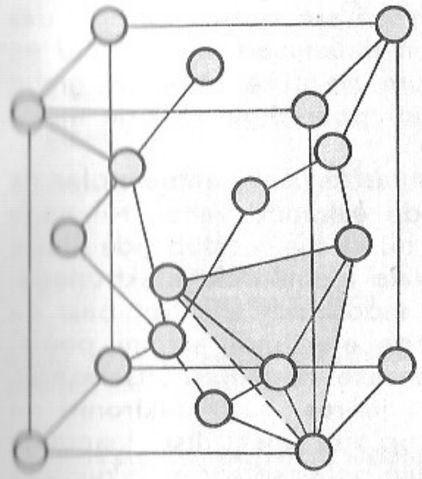
**Kovalentse mittepolaarse sidemega ainete kristallivõred.** Kovalentse mittepolaarse sidemega ainetel võib esineda nii **molekulvõre** kui ka **aatomvõre**.

**Kovalentse mittepolaarse sidemega ainete hulka, millel esineb molekulvõre**, kuuluvad hapnik, vesinik, lämmastik, osoon, kloor jt.

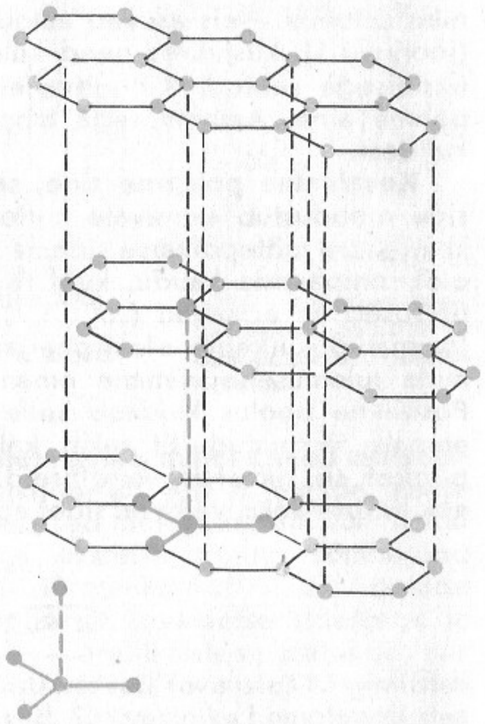



Joonis 3.3. Joodi kristallivõre.





Joonis 3.4. Süsiniku aatomite paigutus teemandi aatomvõres.



Joonis 3.5. Süsiniku aatomite paigutus grafiidi aatomvõres.

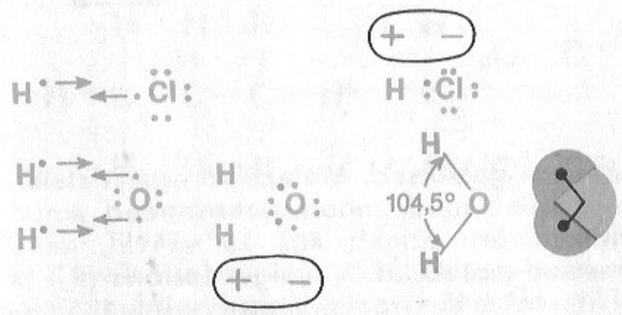
ained, mis normaaltingimustel on gaasilised. Molekulvõrega kristalle, kus võresõlmedes paiknevad molekulid, moodustavad need ainult madalal temperatuuril. Molekulvõre esineb aga ka väävlil, mille võresõlmedes on mittepolaarsed molekulid $S_8$, valges fosforis ($P_4$) ja joodil (joonis 3.3). Molekulvõre tekib tänu molekulidevaheliste tõmbejõudude esinemisele. Et viimased on nõrgad (nõrgemad kui kovalentseid mittepolaarseid sidemeid põhjustavad jõud), siis lagunevad kristallid soojendamisel kergesti ning ained lähevad üle vedelasse ja gaasilisse olekusse. Niisuguste ainete puhul on molekuli mõiste täiel määral rakendatav, sest molekulid esinevad neil kõigis olekutes.

Mittepolaarse kovalentse sidemega molekulvõret omavad ained on lenduvad, väikse kõvadusega, madala sulamistemperatuuriga ja kergesti aurustuvad. Molekulvõres pole vabu elektrone, sest need on rakendatud kovalentse sideme tekkeks. Seetõttu on need ained mitteelektrolüüdid, mis ei juhi elektrit ja praktiliselt vees ei lahustu.

**Kovalentse mittepolaarse sidemega ainete hulka, millel esineb aatomvõre**, kuuluvad näiteks boor, teemant, grafiit, räni jt. Nende ainete võresõlmedes paiknevad mitte molekulid, vaid aatomid, mis on omavahel seotud mittepolaarse kovalentse sidemega. Teemant on kõige kõvem looduslik aine. See erandlik kõvadus on põhjustatud süsiniku aatomite ehitusest. Süsiniku aatomite püsivad mittepolaarsed sidemed paiknevad 109° 28′ nurga all. Seejuures asuvad süsiniku aatomid kristallis üksteisele suhteliselt lähedal. Sellise tetraeedritest moodustuva kristalli tõttu (joonis 3.4) ongi teemandi kristallid erakordselt kõvad. Ka grafiidi kristallide võresõlmedes paiknevad süsi-

niku aatomid. Neis asuvad aatomid korrapärase kuusnurga tippudes (joonis 3.5), kusjuures need kuusnurgad paiknevad kihiti. Kihid on üksteisega seotud. Kihtidevahelise suure kauguse tõttu on grafiit pehme aine. Aatomvõrega ainete puhul pole õige rääkida molekulidest.

**Kovalentne polaarne side, selle tunnused.** Kovalentne polaarne side moodustub erinevate mittemetallide aatomite vahel. Nii nagu kovalentse mittepolaarse sideme puhul, nii ka siin teostub side ühiste elektronipaaride kaudu, kuid reageerivate elementide elektronegatiivsused on erinevad ($\Delta X < 1{,}7$). Sidet moodustav elektronipaar on tõmmatud suurema elektronegatiivsusega elemendi aatomi poole, mille tulemusena viimane omandab väikese negatiivse osalaengu. Positiivne poolus kujuneb selle aatomi juures, kust elektronid on eemale tõmmatud. Et tekib kaks vastupidise elektrilise laenguga poolust, siis nimetatakse selliseid molekule polaarseteks molekulideks ehk **dipoolideks**, vastavat sidet aga **kovalentseks polaarseks sideme-ks.**




Joonis 3.6. Vesinikkloriidi ja vee polaarse molekuli teke.

Joonisel 3.6 on kujutatud kovalentse polaarse sideme ning polaarsete molekulide teket vesinikkloriidi ja vee moodustumise näitel. Elektronegatiivsuste erinevused neil juhtudel on:

$$\Delta X_{H-Cl} = X_{Cl} - X_H = 3{,}0 - 2{,}1 = 0{,}9$$

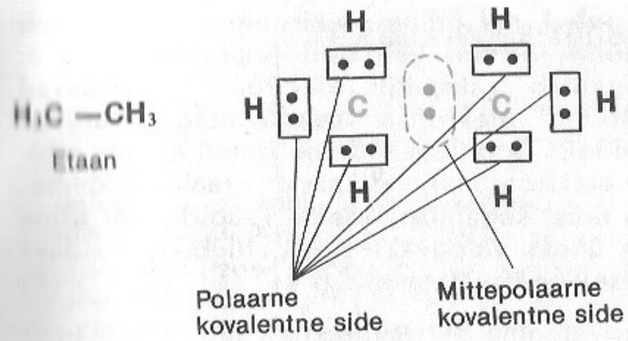
$$\Delta X_{H-O} = X_O - X_H = 3{,}5 - 2{,}1 = 1{,}4$$

Niisiis on kovalentse polaarse sideme tunnusteks: a) ühinevad erinevad elemendid, b) neil on erinev elektronegatiivsus, c) aatomeid siduv elektronipaar on tõmmatud suurema elektronegatiivsusega elemendi aatomite poole.

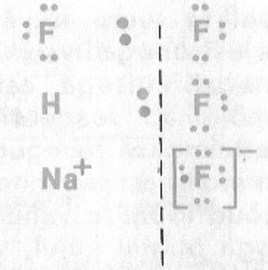
Paljudes ühendites, eriti orgaanilistes ühendites esinevad aatomite vahel nii kovalentsed polaarsed kui ka mittepolaarsed sidemed, nagu näiteks etaani molekulis (joonis 3.7).

Polaarse kovalentse sidemega ained, nii nagu mittepolaarse kovalentse sidemega ainedki, moodustavad nii molekul- kui ka aatomvõrega kristalle.






Joonis 3.7. Kovalentsed polaarsed ja mittepolaarsed sidemed etaani molekulis.




Joonis 3.8. Ioonilise, kovalentse polaarse ja mittepolaarse sideme võrdlus.

**Kovalentse polaarse sidemega ainete hulka, millel esineb molekulvõre,** kuuluvad vesinikkloriid, vesinikfluoriid, vesi jt. Nende ainete kristallivõre sõlmedes paiknevad polaarsed molekulid, mis tõmbuvad vastupidise osalaenguga poolustega üksteise poole. Tõmbejõud nende dipoolide vahel on tunduvalt nõrgemad kui näiteks ioonide vahel ioonvõres. Tulemusena on polaarse kovalentse sidemega ja molekulvõrega ainetel madalad keemis- ja sulamistemperatuurid, mis kõiguvad suurtes piirides. Need ained võivad tavalistes tingimustes olla nii tahked, vedelad kui ka gaasilised. Süsivesinike homoloogilistes ridades molekulmassi kasvades suurenevad teatavasti ühendite keemis- ja sulamistemperatuurid.

**Kovalentse polaarse sidemega ainete hulka, millel esineb aatomvõre,** kuuluvad näiteks ränikarbiid (karborund SiC), tsinkoksiid, tsinksulfiid, magneesiumsulfiid jt. Tsinksulfiidi võresõlmedes paiknevad järjestikku tsingi ja väävli aatomid, mis on seotud polaarse kovalentse sidemega. Et neid aatomeid on kristallivõres väga palju, siis oleks õigem kirjutada valemiks $Zn_nS_n$. Valem ZnS peegeldab vaid aatomite vahekorda tsinksulfiidis. Ränikarbiid on tuntud suure kõvaduse poolest, mistõttu leiab kasutamist käiade, lihvimis- ja teritusketaste valmistamisel. Suur kõvadus on tingitud sellest, et karborundil on teemandiga sarnane tetraeedriline struktuur. Ränikarbiidi aatomvõres paiknevad vaheldumisi räni ja süsiniku aatomid, mille vahel on püsiv kovalentne side.

Kovalentne polaarne side on üks kõige levinum keemilise sideme liik. Koos kovalentse mittepolaarse sidemega esinevad nad eriti arvukalt orgaanilistes ühendites, mistõttu orgaanilist keemiat võiks nimetada ka kovalentsete sidemetega ühendite keemiaks.

Võrreldes kovalentset mittepolaarset, polaarset ja ioonilist sidet omavahel (joonis 3.8) näeme, et esimesel juhul tõmbavad ühinevad aatomid sidet moodustavat elektronipaari võrdse jõuga. Uus sidemetüüp — polaarne kovalentne side — tekib siis, kui suurema elektronegatiivsusega elemendi aatom tõmbab ühist elektronipaari suurema jõuga kui teine reageeriv aatom. Seejuures ei tõmba ta aga neid valentselektrone aatomi välisesse elektronkihti. Elektronegatiivsuse

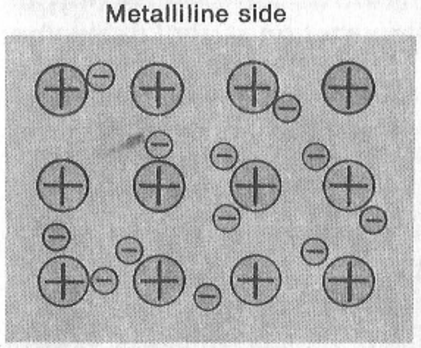
sellise suure arvväärtuse puhul, mil ühine elektronipaar moodustub elektronegatiivsema elemendi aatomi väliskihil (väiksema elektronegatiivsusega aatom loovutab väliskihilt elektroni), omandavad mõlemad reageerivad aatomid elektrilise laengu ning muutuvad erinimelise laenguga ioonideks. Ioonilise sideme puhul ei seo aatomeid enam see moodustuv elektronipaar, vaid elektrostaatiline tõmbejõud ioonide vahel. Ükski neist keemilise sideme tüüpidest ei esine aga puhtal kujul, vaid on üheks valdavaks sidemetüübiks. Valdava sidemetüübi üle otsustamisel peame meeles, et kui

$\Delta X = 0$, siis on side kovalentne mittepolaarne;
$\Delta X = 0—1{,}7$, siis on side kovalentne polaarne;

$\Delta X > 1{,}7$, siis on side iooniline.

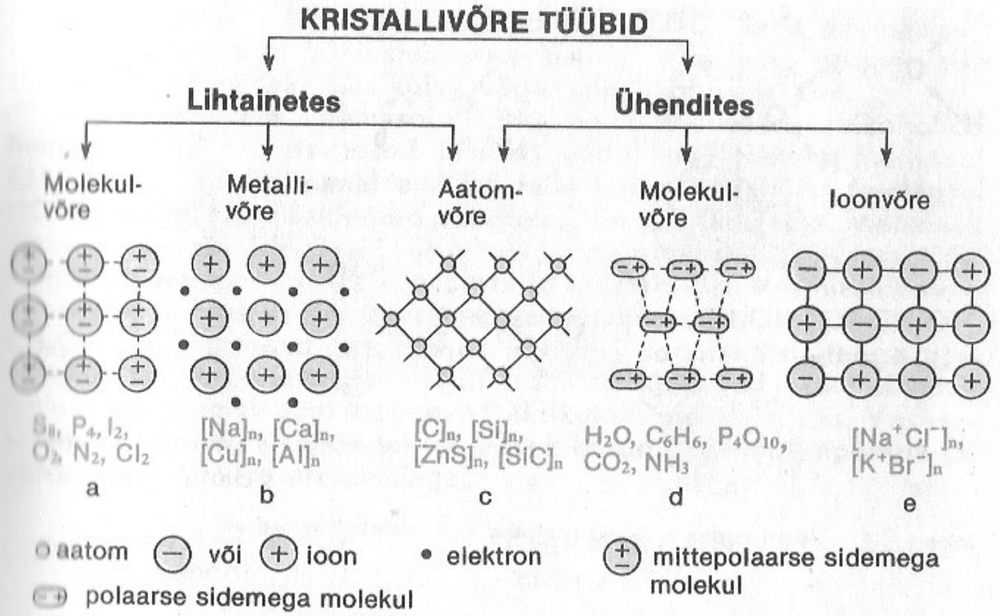
**Metalliline side ja metallivõre**, nende mõju ainete omadustele. Metalliaatomid moodustavad metallides keemilise sideme, mida nimetatakse **metalliliseks sidemeks**. Metalliaatomid loovutavad kergesti oma valentselektrone, muutudes ioonideks. Metallide kristallivõre — metallivõre — sõlmpunktides paiknevadki ioonid, mille vahel liiguvad elektronid. Elektronide liikumise suure kiiruse tõttu ei suuda ioonid neid püsivamalt siduda ega aatomeid moodustada. Aatom tekib vaid sel ajahetkel, kui elektron oma liikumisel satub kohale, kus peaks asuma aatomi väline elektronkiht. Seega ei kuulu metallis liikuvad elektronid mingi aatomi juurde, vaid on ühised kõigile metallivõre sõlmpunktides paiknevatele ioonidele. Need vabalt liikuvad elektronid (elektrongaas) seovadki ioone kristallis. **Metalliline side teostub seega metalliioonide ja neile ühiste elektronide kaudu** (joonis 3.9).

Metalliline side on heaks näiteks selle kohta, kuidas keemilise sideme tüüp sõltub olemasolevatest tingimustest. Tahkes olekus esineb metalliline side, mis temperatuuri tõusuga nõrgeneb (sulametall). Metalliaurudes esineb aga metalliaatomite vahel kovalentne mittepolaarne side.




Joonis 3.9. Metalli kristallivõre ehitus.






Joonis 3.10. Kristallivõre tüüpide võrdlus.

Metallid on head elektri- ja soojusjuhid, sest neis on vabad elektronid. Temperatuuri tõstmisel suureneb metallivõre sõlmedes paiknevate ioonide võnkliikumine, mis takistab elektronide suunatud liikumist, ning elektrijuhtivus halveneb. Metallid on tuntud plastilisuse poolest. See on tingitud asjaolust, et ioonid võivad nihkuda, ilma et katkeks metalliline side.

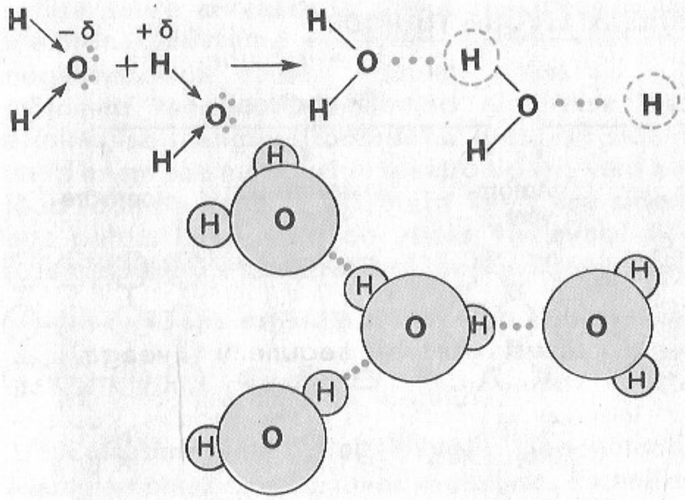
Kristallivõre tüüpidest annab koondülevaate joonis 3.10.

**Vesinikside. Vesiniksidemega ainete omadused.** Seni käsitletud keemilise sideme tüüpide puhul esineb side põhiliselt molekuli moodustavate aatomite vahel. **Vesinikside** võib aga esineda sama aine molekulide eneste vahel. Mingi aine, näiteks vee molekuli vesiniku aatomi ja teise vee molekuli hapniku aatomi vahel moodustub side. Vee molekulides on vesiniku aatomitel väike positiivne osalaeng, mida märgime $+\delta$ (delta), ja hapniku kui suurema elektronegatiivsusega aatomil väike negatiivne osalaeng $-\delta$:

$$X_O = 3{,}5, \quad X_H = 2{,}1, \quad X_O > X_H$$

Sidemed O—H on vee molekulides seega polaarsed, sest vesiniku aatomi tuumast on elektron eemale tõmmatud. Lisaks sellele on hapniku aatomil kaks vaba elektronipaari. Üks neist muutub naabermolekuli vesiniku aatomiga ühiseks, mistõttu moodustub doonor-aktseptorsideme põhimõttel kovalentne side, nn. vesinikside. Teisiti öeldes — hapniku aatomi vaba elektronipaar ühineb positiivset osalaengut omava vesiniku aatomiga, moodustades sideme.

Vesiniksideme tõttu ei asu vee molekulid vees isoleeritult, vaid on



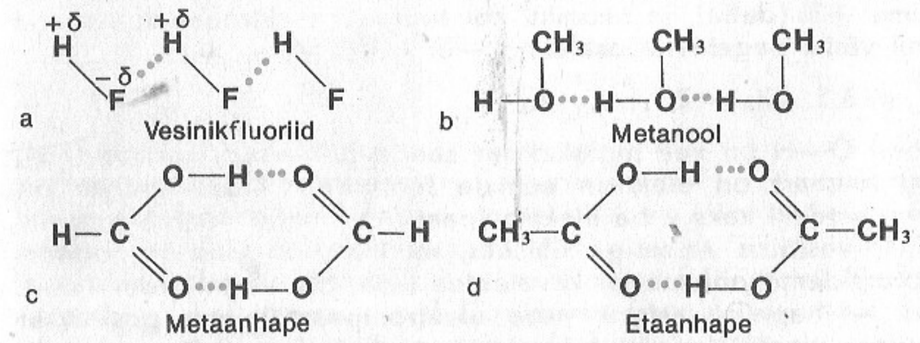
Joonis 3.11. Vesiniksideme moodustumine vee molekulide vahele.

ühinenud kahe-, kolme- või neljakaupa nn. **assotsiaatideks**: $(H_2O)_2$, $(H_2O)_3$, $(H_2O)_4$.

Vesinikfluoriid võib tänu tugevale vesiniksidemele moodustada isegi pikki polümeerseid ahelaid. Vesinikside esineb ka teistes vesinikuühendites, nagu alkoholid, karboksüülhapped, fenoolid, vedel ammoniaak jt. (joonis 3.12). Mida polaarsem on kovalentne side, seda tugevam vesinikside nende molekulide vahel tekib.

Kuigi vesinikside on kovalentse sidemega võrreldes tunduvalt nõrgem, mõjub ta siiski ainete omadustele. Näiteks vee keemistemperatuur on väga kõrge (100 °C) just tänu vesiniksidemetele vee molekulide vahel. Hapnikuga samas alarühmas paiknevate elementide vesinikuühendite keemistemperatuurid on märksa madalamad: $H_2O$ (100 °C); $H_2S$ (—60,4 °C); $H_2Se$ (—41,5 °C); $H_2Te$ (—4 °C).

Loogiliselt peaks vee keemistemperatuur selles reas olema kõige




Joonis 3.12. Vesinikside mõnedes vesinikuühendites.



madalam, kuskil —80 °C piires, kuid on 100 °C. Seda anomaalselt kõrget temperatuuri põhjustab assotsiaatide esinemine, sest vesiniksidemete lõhkumiseks neis kulub väga palju soojusenergiat.

Vesiniksidemete olemasolu tõttu on ühealuseliste alkoholide homoloogilise rea esimesed liikmed vedelikud. Näiteks metanool $CH_3OH$ on vedelik, samal ajal kui talle vastav aldehüüd (metanaal HCHO), millel vesiniksidemed puuduvad, on gaasiline aine. Metanaali molekulis ei ole side C—H süsiniku väikese elektronegatiivsuse tõttu küllalt polaarne, et võiks moodustuda vesinikside. Vesiniksidemete esinemine põhjustab ka madalamate alkoholide ($CH_3OH$, $CH_3CH_2OH$, $CH_3CH_2CH_2OH$) head lahustuvust vees — segunemist veega igas vahekorras. Soojendamisel vesiniksidemed katkevad ning alkoholi molekulide assotsiaadid lagunevad üksikuteks molekulideks. Vesiniksidemete tõttu on alkoholidel suhteliselt kõrged keemistemperatuurid võrreldes vastavate alkaanidega:

$CH_3CH_2OH$ (+78 °C); etanool — $CH_3—CH_3$ (—89 °C) etaan

Vesiniksidemed esinevad ka kolmealuselise alkoholi — propaantriooli ehk glütserooli $C_3H_5(OH)_3$ molekulide vahel. Et hüdroksüülrühmi on siin kolm, siis tekib ka vesiniksidemeid kolm korda enam kui ühealuselistel alkoholidel. Tulemusena lahustub glütserool hästi vees ning on erinevalt ühealuselistest alkoholidest siirupitaoline veniv vedelik. Süsivesinikud ei lahustu vees sellepärast, et nad ei moodusta veega vesiniksidemeid. Vesiniksidemel on oluline osa ka valkude sekundaarses struktuuris. Niisiis on vesiniksidemel nii nagu teistelgi keemilistel sidemetel suur tähtsus ainete omadustele.

**Keemilise sideme omadused.** Keemilise sideme käsitlemisel veendusime, et sidemetüüp määrab oluliselt aine omadused. Keemilise sideme iseloomustamisel puutusime kokku ka sideme omadustega, nagu sideme **polaarsus**, **pikkus** ja **suunalisus**. Keemilise sideme tähtsaks omaduseks on ka **sidemeenergia**. Keemilise sideme polaarsust käsitlesime vesinikkloriidi (HCl) ja vee molekulide näitel. Tänu sideme polaarsusele saab võimalikuks vesiniksidemete moodustumine molekulide vahel, nagu see esineb vee puhul. Sideme pikkuseks on sidemes osalevate aatomituumade vaheline kaugus. Kui see on lühem, siis on side tugevam ja vastupidi. Sideme suunalisus peegeldab molekuli kuju. Vesinikkloriidi molekulid on sideme H—Cl tõttu lineaarsed, sest teistsugused nad olla ei saa. Vee molekulis paiknevad aga sidemed O—H kindla nurga all. Teemandi kristallis paiknevad süsiniku aatomite vahelised sidemed tetraeedriliselt. Sideme taoline suunalisus, ühesugune tugevus ning võrdne kaugus ongi teemandi suure kõvaduse üks põhjusi. Ammoniaagi molekulis paiknevad sidemed N—H püramiidselt. Naatriumkloriidi ioonvõrega kristallis aga puudub ioonilisel sidemel suunalisus, sest naatrium- ja kloriidioone mõjutavad elektrostaatilised külgetõmbejõud kõigis suundades. Samuti ei saa rääkida metallilise sideme suunalisusest.

**Sidemeenergiaks** nimetatakse energia hulka, mis on vaja ühes moolis aines esinevate keemiliste sidemete katkestamiseks. Sidemeenergiat mõõdetakse kilodžaulides mooli kohta (kJ/mol). Näiteks kulub ühes moolis vesinikus esinevate mittepolaarsete kovalentsete sidemete katkestamiseks 435,9 kJ energiat. Niisama palju energiat vabaneb siis, kui vesiniku aatomitest moodustub üks mool vesinikku. Tugevamate sidemete (seega ka lühemate sidemete) lõhkumiseks kulub enam energiat kui nõrgemate sidemete puhul. Seega on sidemeenergia keemilise sideme püsivuse näitaja. Nii on side H—H (sidemeeneriga 435,9 kJ/mol) tunduvalt püsivam kui side F—F (sidemeenergia 154,8 kJ/mol).

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Miks on aatomi elektronkattes niisama palju elektrone, kui on prootoneid aatomituumas?
2. Selgitage, miks ei lange massiarvu ja elemendi aatommassi arvväärtused ühte?
3. Milles seisneb D. Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisussüsteemi füüsikaline olemus?
4. Koostage süsiniku, magneesiumi, broomi, baariumi ja plii aatomite elektronskeemid.
5. Miks keemikuid huvitab keemilise sideme olemus?
6. Milliste elektronide vahel võivad tekkida elektronipaarid ning millised keemilise sideme tüübid teostuvad elektronipaaride kaudu?
7. Miks keemiakursuses käsitletakse keemilist sidet pärast aatomi ehitusega tutvumist?
8. Nimetage a) ioonilise, b) kovalentse mittepolaarse, c) kovalentse polaarse, d) metallilise ja e) vesiniksideme tunnused.
9. Millisel viisil on võimalik kindlaks määrata valdava keemilise sideme tüüp antud ühendis? Tooge näiteid.
10. Mis sarnast ning mis erinevat on metallilisel ja kovalentsel mittepolaarsel sidemel?
11. Iseloomustage keemilise sideme erinevate tüüpide mõju ainete omadustele.
12. Iseloomustage kristallivõre tähtsamaid tüüpe.
13. Määrake, milline element esitatud ühendites on suurema elektronegatiivsusega: HF, $H_2O$, CO, HI, $H_2S$, CaS, NaCl.
14. Määrake valdav keemilise sideme liik järgmistes ainetes: HI, $NH_3$, KCl, $I_2$, HBr, $CH_4$, Cu, $(H_2O)_n$, Na, $KNO_3$.
15. Millises ühendis on vesinikside tugevam, kas vedelas ammoniaagis või vesinikfluoriidis?
16. Reastage järgmised ühendid nende keemilise püsivuse languse suunas, kui on antud vastavate keemiliste sidemete energiad: H—F (562,8 kJ/mol), H—I (2987,1 kJ/mol), H—Cl (431,0 kJ/mol) ja H—Br (368,2 kJ/mol).

### 3. Kompleksühendid. Koordinatiivne side ehk doonor-aktseptorside.

Tuntakse arvukat ühendite klassi, nn. **kompleksühendeid** ehk **koordinatiivseid ühendeid**, milles esineb **koordinatiivne** ehk **doonor-aktseptorside.** Neid ühendeid esineb tunduvalt enam kui nn. tavalisi keemilisi ühendeid.

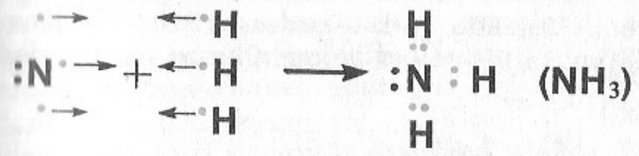


Koordinatiivne side teostub elektronipaaride kaudu nii nagu kovalentne side. Kovalentse sideme tekkel annavad mõlemad ühinevad aatomid oma paaristumata elektronid ühiste elektronipaaride moodustamiseks. Viimased seovadki aatomeid molekulis, kusjuures need elektronipaarid paiknevad kas sümmeetriliselt aatomituumade suhtes (kovalentne mittepolaarne side) või on tõmmatud enam elektronegatiivse aatomi poole (polaarne kovalentne side). Kui tähistada elektrone, mis moodustavad elektronipaari, vastassuunaliste noolekestena, saame:

$A\uparrow + A\downarrow = A\uparrow\downarrow A$ ehk $A{:}A$ (mittepolaarne side)

$A\uparrow + B\downarrow = A\uparrow\downarrow B$ ehk $A{:}B$ (polaarne side)

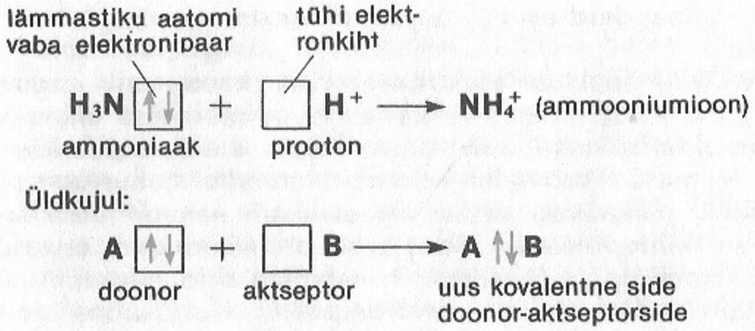
Esineb aga veel üks kovalentse sideme tekkimise võimalus: juhul, kui sideme tekkeks kasutatakse ära ühel ühineval aatomil väliskihis juba olemasolev vaba elektronipaar, kusjuures teisel aatomil pole omaltpoolt sideme tekkeks anda ainsatki elektroni. Skeemil on kujutatud lämmastiku aatomi reageerimist vesiniku aatomitega, mille tulemusena tekib ammoniaak:




Lämmastiku viiest valentselektronist on kaks paardunud, kolm aga paardumata. Nende paardumata elektronide vahendusel moodustataksegi vesiniku aatomitega kolm polaarset kovalentset sidet, mille tulemusena tekib ammoniaagi molekul. Ammoniaagis on aga lämmastiku aatomil üks vaba elektronipaar, mis ei seo aatomeid. Selle elektronipaariga võib ta siduda näiteks vesinikiooni kas veest või happest:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl\ (NH_4^+Cl^-)$$

Vesinikiooni ($H^+$) liitmise tõttu tekib ammoniaagi molekulist ammooniumioon, millel on positiivne laeng. Vesinikiooni ja lämmastiku aatomi vahele tekib neljas, eelmistega võrdväärne kovalentne side. HCl-ist jääb aga vesinikiooni lahkumisega järele kloriidioon ($Cl^-$). Taolist kovalentset sidet nimetatakse doonor-aktseptorsidemeks, sest **doonor** (lad. k. *donare* — *annetama*) annab sideme tekkeks oma elektronipaari, teine aatom — **aktseptor** (ladina k. *acceptare* — *vastu võtma*) aga annab sellele elektronipaarile koha oma tühjal väliskihil. Ammooniumiooni tekkel on doonoriks lämmastiku aatom ja aktseptoriks vesinikioon. Reaktsiooni olemus väljendub järgmises:




Joonis 3.13. Doonor-aktseptorsideme moodustumine.

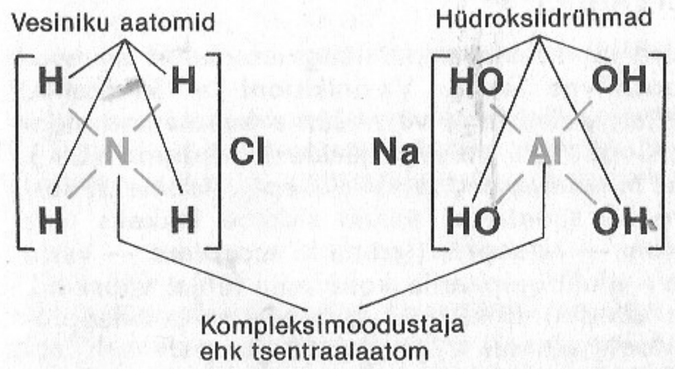
Doonor-aktseptorside on iseloomulik kompleksühenditele. Ammooniumkloriid, mis tekib ammoniaagi reageerimisel vesinikkloriidhappega, kujutabki endast kompleksühendit, kuigi lihtsat. Võrreldes aga näiteks keedusoolaga (NaCl), on ammooniumkloriid siiski keerukama ehitusega. Ammooniumioon koosneb mitmetest aatomitest ning ta ei dissotsieeru lihtsamateks osakesteks. Aatomirühma ($NH_4^+$) olemasolu on kompleksühendi tunnuseks. **Kompleksühendi koostisse kuulub mitmest aatomist koosnev aatomirühmitus või ioon.** Niisuguse aatomirühma võib valemis asetada nurksulgudesse: $[NH_4]Cl$. Kompleksühendite dissotsieerumisel esinevad aatomirühmad liitioonidena:

$$[NH_4]Cl \longrightarrow [NH_4]^+ + Cl^-$$

$$Na[Al(OH)_4] = Na^+ + [Al(OH)_4]^-$$

naatriumaluminaat — aluminaatioon

Kompleksioonis $[NH_4]^+$ asub kesksel kohal lämmastiku aatom, mistõttu teda nimetatakse **kompleksimoodustajaks** ehk **tsentraalaatomiks**. Kompleksimoodustajaga seotud aatomite või ioonide arvu nimetatakse **koordinatsiooniarvuks**. Nii ammooniumkloriidi kui ka naatriumaluminaadi puhul on koordinatsiooniarvu väärtuseks 4. Struktuurivalemitena võib nimetatud kompleksühendeid kujutada järgmiselt:






Kompleksühendite hulka kuuluvad ka väävelhape $H_2[SO_4]$ ja tema soolad, lämmastikhape ja tema soolad. Nende, suhteliselt lihtsa koostisega kompleksühendite puhul jäetakse nurksulud tavaliselt ära.

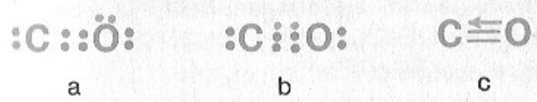
Enam esinevateks kompleksimoodustajateks on katioonid: $Ag^+$, $Fe^{2+}$, $Cu^{2+}$, $Ni^{2+}$, $Fe^{3+}$, $Cr^{3+}$, $Co^{3+}$ jt. Et neil on elektronidest vaba väline elektronkiht, siis on nad aktseptorid.

Kompleksimoodustajaga võivad olla seotud neutraalsed molekulid ($NH_3$, $H_2O$, CO, NO), kuid samuti süsivesinike halogeenderivaadid, aldehüüdid, karboksüülhapped, amiinid ja teised orgaanilised ühendid) või siis negatiivselt laetud ioonid — anionid: $F^-$, $Cl^-$, $OH^-$, $CN^-$, $SO_4^{2-}$ jt.

Kompleksühendeid kasutatakse galvanosteegias vastupidavate ja dekoratiivsete korrosioonikatete saamisel, värvainete ja peitsidena, veepehmendusseadmetes, mitmete väga kõrge puhtusastmega metallide saamiseks ning analüütilises keemias paljude keemiliste elementide kvalitatiivsel kindlakstegemisel. Hõbeda ja kulla tootmisel rakendatakse näiteks tsüaniidmeetodit. Kuld ning hõbe viiakse naatriumtsüaniidiga töötlemisel tsüaniidikompleksi, $Na[Ag(CN)_2]$. Viimasest redutseeritakse need metallid tsingiga. Kompleksühendeid rakendatakse ka fotograafias. Filmi valgustundlik kiht sisaldab hõbebromiidi, mis eksponeerimisel osaliselt laguneb. Filmi kinnitamisel viiakse aga reageerimata jäänud hõbebromiid filmilindilt lahusesse. Kinniti reageerimisel viimasega moodustub kompleksühend. Paljud kompleksühendid on tugeva katalüütilise toimega ja neid kasutatakse katalüsaatoritena orgaanilises sünteesis, näiteks eteeni polümeerimisel, aldehüüdide oksüdeerimisel jm. Klorofüll ja hemoglobiin kujutavad endast keerukaid kompleksühendeid, milles kompleksimoodustajaks on vastavalt magneesium ja raud.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Mille alusel võib koordinatiivset sidet pidada kovalentse sideme eriliigiks?
2. Mille poolest koordinatiivne side erineb ioonilisest sidemest?
3. Iseloomustage näite varal kompleksühendite ehitust.
4. Millised esitatud ühendid on kompleksühendid: NaCl, $MgF_2$, $NaNO_3$, $H_2SO_4$, $Fe_2O_3$, $NH_4F$? Kompleksühendi puhul märkige nurksulgudega aatomirühm ning tõmmake joon alla kompleksimoodustajale.
5. Analüüsige küsimuses 4 märgitud ühendeid kompleksühendite teooria põhjal ning kirjutage nende ühendite dissotsiatsioonivõrrandid.
6. Kumb skeemil esitatud elektronvalem (*a* või *b*) väljendab keemilist sidet süsinikoksiidi molekulis õigesti ja miks? Mida väljendab struktuurivalem skeemil (c)?




7. Tooge näiteid kompleksühendite kasutamise kohta.

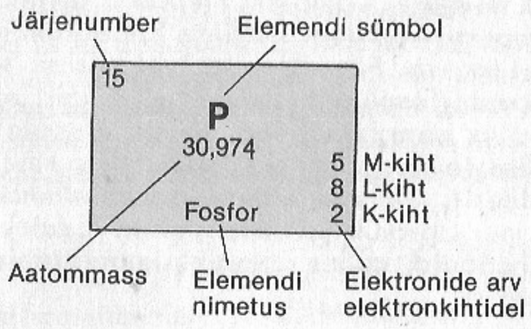
# IV. D. MENDELEJEVI PERIOODILISUSSEADUS JA KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILISUSSÜSTEEM

✻ **1. Perioodilisusseadus.** 1869. a. avastas D. Mendelejev seaduspärasuse — perioodilisusseaduse, mis tänapäeva sõnastuses on järgmine.

**Elementide ja neist moodustunud liht- ja liitainete omadused on perioodilises sõltuvuses aatomituuma laengu suurusest.**

✻ **2. Perioodilisussüsteemi stuktuur.** Perioodilisussüsteemis eristatakse järgmisi mõisteid: lahter, periood, rida, pea- ja kõrvalalarühm. Meenutame neid lühidalt.

**Lahter.** Iga elemendi jaoks on ette nähtud **lahter**, kuhu on märgitud tema sümbol, nimetus, aatommass ja järjenumber, sageli ka elektronide arv elektronkihtidel.




**Periood.** Perioodilisussüsteemis on seitse perioodi. **Periood on elementide rida, mis algab leelismetalli ja lõpeb väärisgaasiga.** Erandiks on esimene periood, mis algab vesinikuga. Väikestes perioodides on 2 või 8 elementi ja nad moodustavad ühe rea. Väikestesse perioodidesse kuuluvaid keemilisi elemente nimetatakse **tüüpelementideks**. Suured perioodid sisaldavad 18 või 32 elementi. Suur periood koosneb kahest reast. Elemendid järjestuvad perioodilisussüsteemi tuumalaengu järjestuses, mis enamasti ühtib aatommasside kasvu järjestusega.

**Rühm.** Perioodilisussüsteemis on kaheksa rühma. Rühma number näitab sellesse kuuluva elemendi maksimaalset oksüdatsiooniastet. Selle alusel saab koostada rühma kuuluva elemendi tüüpoksiidi valemi ja elemendi vesinikuühendi valemi.

Näiteks III rühma elementide oksiidi valem on $E_2O_3$ ja vesinikuühendi valem $EH_3$, VII rühma puhul $E_2O_7$ ja $EH$.

Rühm jaguneb pea- ja kõrvalalarühmaks.

**Peaalarühm.** Sellesse kuuluvad väikeste perioodide elemendid (nn. tüüpelemendid) ja nendega sarnased elemendid suurtest perioodidest. Näiteks VII rühmas on väikeste perioodide elemendid (samaaegselt ka tüüpelemendid) F ja Cl. VII rühma kuuluvad veel elemendid Mn, Br, Re, I ja At. Nendest elementidest on tüüpelementidega (F, Cl) sarnased veel Br, I, At. Seega kuuluvad VII rühma peaalarühma F, Cl, Br, I, At.



Peaalarühma nimetatakse kas teatud üldnimega või siis esimese elemendi järgi. VII rühma peaalarühma nimetatakse halogeenide rühmaks või fluori alarühma elementideks, V rühma elemente penteelideks (kr. k. *pente* — 5), IV rühma elemente tetreelideks (kr. k. *tettares* — 4), III rühma elemente trieelideks (kr. ja lad. k. *tri* — 3).

**Kõrvalalarühm:** Need ühe ja sama rühma elemendid suurtest perioodidest, mis ei kuulu peaalarühma elementide hulka, moodustavad kõrvalalarühma. VII rühma kõrvalalarühma kuuluvad: Mn, Tc, Re. VII rühma kõrvalalarühma nimetatakse tema esimese elemendi järgi mangaani alarühmaks.

✻ **3. Perioodilisussüsteemi ja aatomi ehituse vaheline seos.** Aatomi ehitus muutub perioodi ulatuses reeglipäraselt. Võrdleme 3. perioodi elementide aatomite ehitust. Elemendi sümboli järele kirjutame väliskihi (kolmas elektronkiht) elektronide arvu:

Na 1 Mg 2 Al 3 Si 4 P 5 S 6 Cl 7 Ar 8

(Esimesel kihil on kõigil 2 elektroni ja teisel kihil 8 elektroni.)

Toodud näitest ilmneb, et elektronide arv suureneb perioodis aatomi väliskihis ühest kuni kaheksani. Teatavasti on metallide aatomite väliselektronkihil 1—3 elektroni, mittemetallidel 4—8 elektroni. Seega muutub elementide iseloom perioodis: **metall→mittemetall.**

Küllalt iseloomulik on **aatomite väliselektronkihi perioodiline korduvus**, mis on keemiliste elementide omaduste korduvuse peamiseks põhjustajaks. Näiteks perioodis Li kuni Ne suureneb aatomis väliskihi elektronide arv ühest kuni kaheksani, järgmisel elemendil — naatriumil — on aatomi väliselektronkihis jällegi üks elektron. Seega on liitiumi ja naatriumi aatomi väliselektronkihid ühesuguse ehitusega ning ka vastavad leelismetallid on omadustelt sarnased. Liitiumi ja vee vahel kulgeb reaktsioon rahulikult, kaalium süttib vees, rubiidiumiga tekib plahvatus. Reas Li→Cs suureneb aatomis elektronkihtide arv (liitiumil 2 kihti, tseesiumil 6 kihti), mis ekraniseerivad väliselektronkihi ning vähendavad aatomi tuumalaengu külgetõmbejõudu väliselektronkihi elektronile. Elektronkihtide arvu suurenemise määral suureneb samas suunas ka aatomiraadius. Mida suurem on aatomiraadius, seda kaugemal tuumast asub väliselektronkihi elektron, seda nõrgem on elektroni side aatomituumaga ja seda kergemini võib aatom väliselektronkihilt elektroni loovutada.

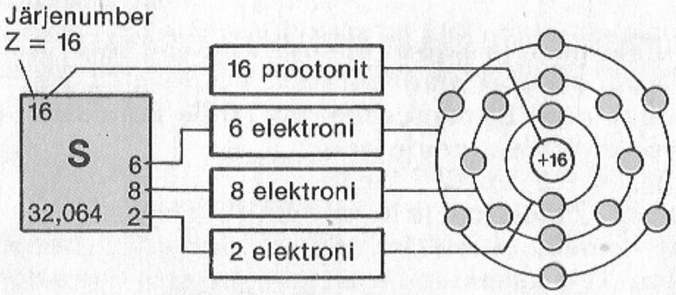
**Ühte rühma kuuluvate elementide aatomite väliselektronkiht on ühesuguse ehitusega.** Leelismetallide aatomite väliselektronkihil on kõigil 1 elektron, penteenidel (lämmastiku alarühma elementidel) 5 elektroni, halogeenidel 7 elektroni. Rühmas ülalt alla liikudes kasvab elektronkihtide arv, s. t. suureneb aatomiraadius. Võrdleme leelismetalle liitiumi ja rubiidiumi: liitiumi aatomis on 2 elektronkihti, rubiidiumil aga 5 elektronkihti ja aatomi raadius on ligi 2 korda suurem.

Perioodilisussüsteemi ülesehituses peegelduvad aatomi ehituse seaduspärasused. Neist olulisemad on järgmised:

a) elemendi järjenumber = tuumalaeng = prootonite arv tuumas ($Z$) = elektronide arv elektronkattes;
b) perioodi number = elektronkihtide arv elektronkattes;
c) peaalarühma number = elektronide arv peaalarühma elemendi aatomi väliselektronkihil;
d) kõrvalalarühma elementide aatomitel on väliselektronkihil 2 või 1 elektron; aatommass ($A_r$) ümardatult lähima täisarvuni annab massiarvu $A$.

$A_r \approx A$ $\quad A = N + Z$ $\quad N$ — neutronite arv

Näitena kirjeldame väävli aatomi ehitust.




**Järjenumber 16.** Tuumalaeng +16.
Prootonite arv aatomi tuumas 16.
Elektronide üldarv aatomi elektronkattes 16.
**Perioodi nr. 3.** Elektronkihtide arv elektronkattes 3.
**Peaalarühma nr. VI.** Aatomi väliselektronide arv 6.

✻ **4. Seaduspärasusi perioodilisussüsteemis.** Perioodilisussüsteemis esineb arvukalt mitmesuguseid seaduspärasusi. Neist olulisemad on järgmised.

Perioodis (reas) muutuvad elementide, lihtainete ja liitainete omadused korrapäraselt. Elementide ja lihtainete puhul toimub üleminek:

metall→üleminekumetall või poolmetall→mittemetall.

Elemendi oksiidi iseloomu muutus perioodis (reas) on vastavalt:

**aluseline oksiid→amfoteerne oksiid→happeline oksiid.**

Reeglipärane on oksiidi ja vee reageerimissaaduse iseloom:

**hüdroksiid** (leelis) → **amfoteerne hüdroksiid** → **hape.**

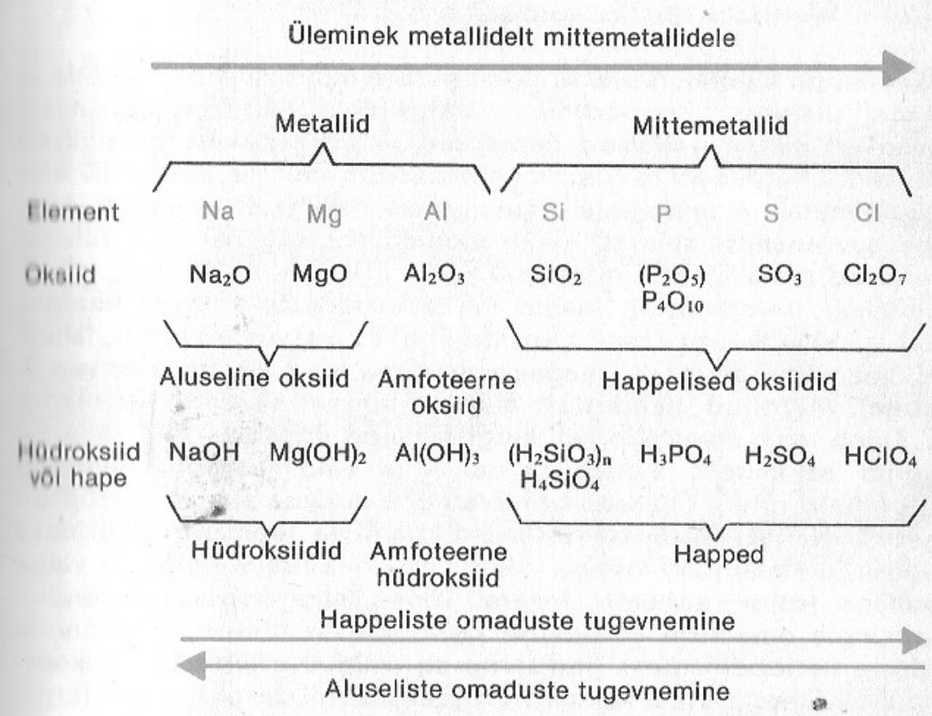
Jälgime, kuidas muutuvad 3. perioodi elementide omadused tuumalaengu suurenemisel. Elemendi sümboli alla kirjutame tema oksiidi ja oksiidile vastava hüdroksiidi või happe valemi:



| Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $Na_2O$ | $MgO$ | $Al_2O_3$ | $SiO_2$ | $P_4O_{10}$ | $SO_3$ | $Cl_2O_7$ |
| $NaOH$ | $Mg(OH)_2$ | $Al(OH)_3$ | $H_4SiO_4$ | $H_3PO_4$ | $H_2SO_4$ | $HClO_4$ |

Periood algab tüüpilise metalliga (Na), millele vastab aluseline oksiid ($Na_2O$) ja tugev alus ($NaOH$). Järgnevalt aluselised omadused nõrgenevad. Alumiinium on küll metall, kuid tema oksiid ja hüdroksiid on amfoteersed. Järgmine element on mittemetall räni, mille oksiidile vastab nõrk hape ($H_4SiO_4$). Järgmistel elementidel perioodis suurenevad mittemetallilised omadused, kasvavad oksiidide happelised omadused ja vastavate hapete tugevus. Väävel- ja kloorhape on tugevad happed. Seega muutub perioodi ulatuses oksiidi ning vee reageerimissaaduste iseloom järgmiselt:

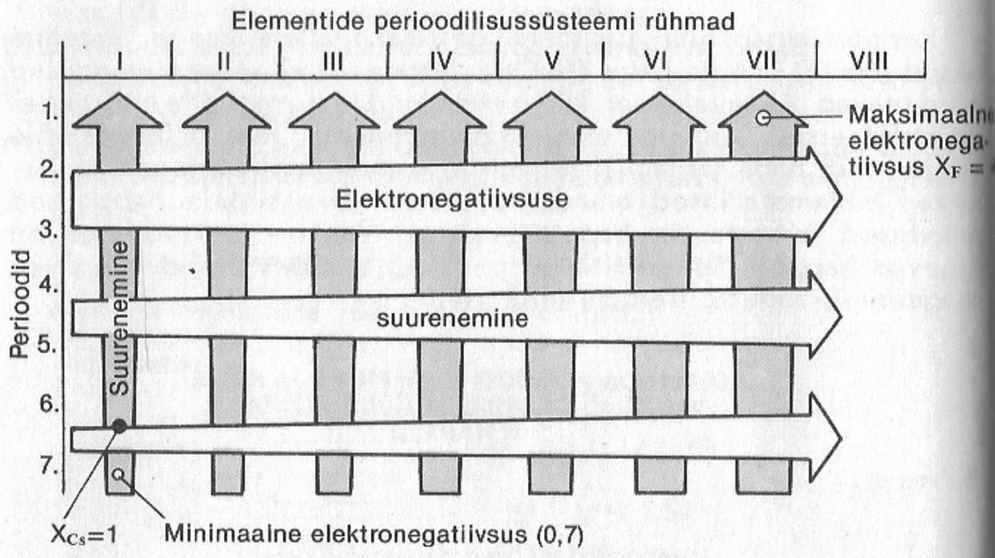
**KOLMANDA PERIOODI ELEMENDID JA NEILE VASTAVAD OKSIIDID JA HÜDROKSIIDID VÕI HAPPED**




**aluseline hüdroksiid → amfoteerne hüdroksiid → hape.**

Perioodilisusseadus kehtib keemiliste elementide, lihtainete ja ühendite kohta. Kõige vahetumalt avalduvad seosed elementide omaduste (oksüdatsiooniaste, aatomiraadius, elektronegatiivsus, ionisatsioonienergia jm.) korduvuse vahel. Näiteks **perioodis suureneb**

**korrapäraselt oksüdatsiooniaste ja elektronegatiivsus, aatomiraadius aga väheneb.**



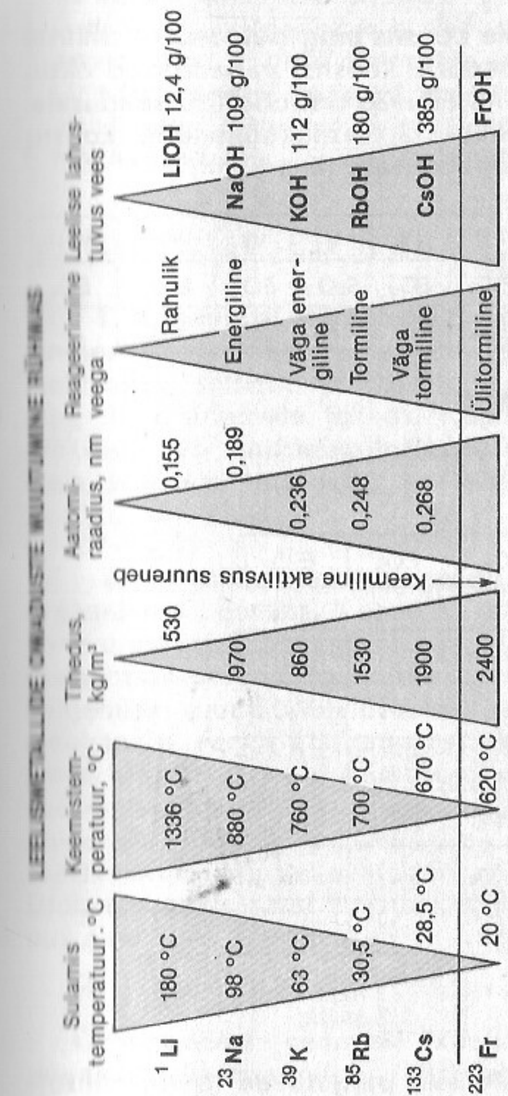

Skeemil on kujutatud elektronegatiivsuse muutumist perioodide ja rühmade ulatuses. Perioodides elektronegatiivsuse suurenemisel tugevnevad mittemetallilised omadused ja nõrgenevad metallilised omadused. Seega osutab elektronegatiivsuste muutus perioodis üleminekule metall → mittemetall. Rühmas ülalt alla (s. t. elemendi järjenumbri suurenemise suunas) elektronegatiivsus väheneb, s. t. rühmas suurenevad metallilised omadused.

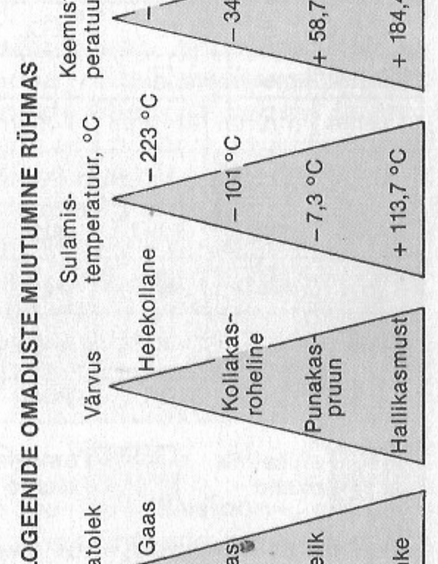
Lihtainet iseloomustab teatud kindel omaduste kogum: tihedus, keemis- ja sulamistemperatuur, elektrijuhtivus, värvus, kõvadus, lahustuvus, keemiline aktiivsus (reageerimisvõime hapniku, hapete, vee jt. ainetega). Märgitud omadustest alluvad mitmed perioodilisusseadusele. Tuleb aga arvestada, et kuigi lihtaine koosneb ühe ja sama elemendi aatomitest, esineb ta sellisena vaid teatud tingimustel (temperatuur, rõhk). Oluliselt erinevad ühe ja sama aine allotroopsed teisendid. Näiteks süsiniku teisendid grafiit ja teemant on erineva kõvaduse ja elektrijuhtivusega. Tunduvalt erinevad teineteisest valge ja punane fosfor, vähemal määral väävli allotroopsed teisendid.

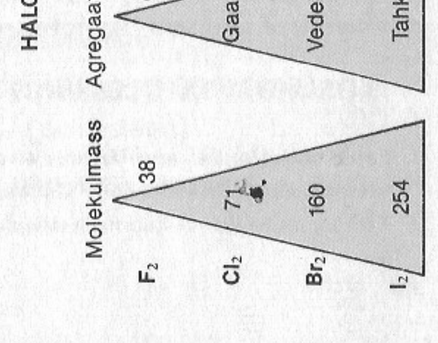
Liitainete omaduste korduvuse perioodilisus tuleneb elementide omaduste perioodilisusest. See sarnasus avaldub eriti ühendite koostise puhul. Ühesugused valemid on leelismetallide oksiididel ($Li_2O$, $Na_2O$, $K_2O$...), hüdroksiididel (LiOH, NaOH, KOH...) ja sooladel (kloriidid — LiCl, NaCl, KCl; sulfaadid — $Li_2SO_4$, $Na_2SO_4$, $K_2SO_4$, nitraadid — $LiNO_3$, $NaNO_3$, $KNO_3$, karbonaadid — $Li_2CO_3$, $Na_2CO_3$, $K_2CO_3$).

**Omaduste muutumine rühmas.** Rühmas ülalt alla suureneb aatommass, tuumalaeng ja elektronkihtide arv. Omaduste muutumist rühmas illustreerime leelismetallide ja halogeenide näitel.





Leelismetallide reas Li → Na → K → Rb → Cs keemiline aktiivsus kasvab. Hüdroksiidide reas LiOH → NaOH → KOH → RbOH → CsOH suureneb leelismetalliooni raadius (suureneb elektronkihtide arv). Järelikult nõrgeneb side leelismetalliooni ja hüdroksiidiooni vahel. Hüdroksiidide reas LiOH → CsOH hüdroksiidi dissotsiatsioon suureneb ning hüdroksiidi tugevus kasvab.

**5. Hapniku- ja vesinikuühendite koostis ning iseloom.** Keemiliste elementide hapniku- ja vesinikuühendite koostist väljendavad oksiidide ja vesinikuühendite valemid, mis alluvad perioodilisusseadusele.

Peaalarühma elementide hapniku- ja vesinikuühendite koostis (tüüpvalemid) alluvad perioodilisusseadusele järgmiselt:

| Rühma number | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Oksiidi tüüpvalem | $E_2O$ | $EO$ | $E_2O_3$ | $EO_2$ | $E_2O_5$ | $EO_3$ | $E_2O_7$ | $EO_4$ |
| Vesinikuühendi tüüpvalem | $EH$ | $EH_2$ | $EH_3$ | $EH_4$ | $EH_3$ | $EH_2$ | $EH$ | — |

## OKSIIDIDE VALEMID

D. Mendelejevi perioodilisussüsteemi pea-alarühmade elementide oksiidide valemid

Tüüpvalem

| $E_2O$ | EO | $E_2O_3$ | $EO_2$ | $E_2O_5$ | $EO_3$ | $E_2O_7$ |
|---|---|---|---|---|---|---|

Pea-alarühma elemendid

| I rühm | II rühm | III rühm | IV rühm | V rühm | VI rühm | VII rühm |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $Li_2O$ | BeO | $B_2O_3$ | $CO_2$ | $N_2O_5$ | — | $F_2O$ |
| $Na_2O$ | MgO | $Al_2O_3$ | $SiO_2$ | $P_4O_{10}$ ($P_2O_5$) | $SO_3$ | $Cl_2O_7$ |
| $K_2O$ | CaO | $Ga_2O_3$ | $GeO_2$ | $As_2O_5$ | $SeO_3$ | $Br_2O_7$ |
| $Rb_2O$ | SrO | $In_2O_3$ | $SnO_2$ | $Sb_2O_5$ | $TeO_3$ | $I_2O_7$ |
| $Cs_2O$ | BaO | $Tl_2O_3$ | $PbO_2$ | $Bi_2O_5$ | $PoO_3$ | $At_2O_7$ |

aluseline oksiid — amfoteerne oksiid — happeline oksiid

Jooniselt nähtub, kui reeglipäraselt paigutuvad perioodilisussüsteemi aluselised, amfoteersed ja happelised oksiidid.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Leida neutronite arv järgmiste elementide aatomituumades ja elektronide arv elektronkattes: vask, raud, lämmastik, broom, jood, elavhõbe.
2. Kolmanda perioodi kuuenda peaalarühma elemendi kõrgeima oksüdatsiooniastmega oksiid reageeris neljanda perioodi teise rühma elemendi oksiidiga. Mis tekkis reaktsiooni tulemusena?
3. Miks asub argoon perioodilisussüsteemis kaaliumist eespool, kuigi tema aatommass on suurem kui kaaliumil?
4. Lähtudes asukohast perioodilisussüsteemis iseloomustada elementide omadusi, mille järjenumbrid on 35, 37 ja 54.
5. Kumb element on metallilisem, kas: a) elavhõbe või tsink; b) hõbe või tina; c) kroom või molübdeen; c) jood või astaat?
6. Leida elemendi järjenumber ja nimetus, kui aatomituumas on a) 16 neutronit ja aatommass on 31, b) 60 neutronit ja aatommass on 107.
7. Lähtudes elemendi asukohast perioodilisussüsteemis, kirjutada tema kõrgeima oksiidi valem: a) ksenoon, b) antimon, c) kroom, d) mangaan, e) osmium.
8. Miks leelismetallide aktiivsus rühmas ülalt alla suureneb, halogeenidel aga väheneb?



# V. KEEMILISED REAKTSIOONID

**1. Keemiliste reaktsioonide olemus** seisneb selles, et ühtedest ainetest (lähteained) moodustuvad teised (saadused). Reaktsioonide mehhanism seisneb olemasolevate keemiliste sidemete katkemises ning uute sidemete tekkes. Keemilisi reaktsioone kirjutatakse üles reaktsioonivõrrandite abil. Keemilised reaktsioonid kulgevad kõikjal: meis enestes, looduses, keemikute kolbides ja keemiatööstuses.

**2. Keemiliste reaktsioonide klassifikatsioon anorgaanilises ja orgaanilises keemias.** Keemilisi reaktsioone võib klassifitseerida mitmete erinevate tunnuste alusel: reageerivate ühendite koostis ja arv, elementide oksüdatsiooniastme muutumine või püsivus, reaktsioonide kulgemise suund, katalüsaatori osalemine reaktsioonis, reaktsiooni mehhanism, reaktsiooni soojusefekt jm. Keemiliste reaktsioonide esimese klassifikatsiooni aluseks olid ühendite koostis ja reaktsioonis osalevate ühendite arv. Nende tunnuste põhjal liigitati reaktsioone: ühinemis-, lagunemis-, asendus- ja vahetusreaktsioonid. Nimetatud reaktsioonide olemus avatakse molekulaar-atomistliku teooria tasandil. **Ühinemisreaktsioonil** moodustub **kahest või enamast** lähteainest **üks** uus aine:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl \qquad NaOH + CO_2 = NaHCO_3$$

Orgaanilisest keemiast kuuluvad siia oksüdatsiooni-, hüdrogeenimis-, halogeenimis-, hüdraatimis- ja polümeerimisreaktsioonid:

$$2CH_3CHO + O_2 \longrightarrow 2CH_3COOH \text{ (etaanhape)}$$

$$CH_2 = CH_2 + Cl_2 \longrightarrow ClCH_2 - CH_2Cl \text{ (1,2-dikloroetaan)}$$

$$nCH_2 = CH_2 \longrightarrow (-CH_2-CH_2-)_n \text{ (polüeteen)}$$

**Lagunemisreaktsioonil** moodustuvad **ühe aine** lagunemisel **kaks või enam** uut ainet:

$2H_2O = 2H_2 + O_2$ $NH_4Cl = NH_3 + H_2O$ (termiline dissotsiatsioon)

Orgaanilisest keemiast kuuluvad lagunemisreaktsioonide hulka dehüdrogeenimis-, dehüdraatimis- ja depolümeerimisreaktsioonid:

$CH_3—CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2$ $CH_3CH_2OH \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$

$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2 + CH_3—CH_2—CH_3$

**Asendusreaktsioonil** asendavad lihtaine aatomid ühendi koostises oleva elemendi aatomeid:

$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$

$2C_6H_5OH + 2Na = 2C_6H_5ONa + H_2$

naatriumfenolaat

Asendusreaktsioonide hulka kuuluvad ka alkaanide halogeenimisreaktsioonid jt.

**Vahetusreaktsioonil** moodustuvad **kahest liitainest** koostisosade vahetamise tulemusena **kaks uut liitainet**:

$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

Selleks et vahetusreaktsioon kulgeks lõpuni, peab olema täidetud üks järgmistest tingimustest: a) moodustub rasklahustuv aine (sade), b) tekib kerglenduv aine (gaas), c) tekib nõrk elektrolüüt (vesi). Vahetusreaktsioonide hulka kuuluvaks loetakse ka neutralisatsioonireaktsioonid:

$Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O$

Toodud reaktsioonitüüpide loetelu pole aga piisav, sest nende alla ei saa paljusid reaktsioone viia, näiteks:

$Cu + 2FeCl_3 = CuCl_2 + 2FeCl_2$

$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$ jt.

Keemilisi reaktsioone hakati sellest tulenevalt klassifitseerima reageerivate ainete oksüdatsiooniastme muutumise põhjal: **redoksreaktsioonid ja mitteredoksreaktsioonid.** Esimesel juhul reaktsiooni käigus muutub reageerivates ühendites esinevate elementide oksüdatsiooniaste, näiteks:

$$Zn^0 + \overset{I}{2HCl} = \overset{II}{ZnCl_2} + H_2^0$$

Teisel juhul oksüdatsiooniaste ei muutu:

$$\overset{I—I}{HCl} + \overset{I—III}{KOH} = \overset{I—I}{KCl} + \overset{I—II}{H_2O}$$

Mitteredoksreaktsioonideks on kõik vahetusreaktsioonid.

**Reaktsioone, mille kulgemisel muutub reageerivate ainete koostiselementide oksüdatsiooniaste, nimetatakse redoksreaktsioonideks.**



**Oksüdeerumine** on elektronide loovutamine aatomitelt, ioonidelt või molekulidelt:

$Mg^0 - 2e = Mg^{II}$ $Fe^{II} - e = Fe^{III}$ $H_2^0 - 2e = 2H^I$

Oksüdeerumisel elemendi oksüdatsiooniaste suureneb. Oksüdeerumine võib toimuda kas osaliselt või täielikult.

**Redutseerumine** on elektronide liitumine aatomitega, ioonidega või molekulidega:

$S^0 + 2e = S^{-II}$ $N^V + 3e = N^{II}$ $Cl_2^0 + 2e = 2Cl^{-I}$

Redutseerumisel elemendi oksüdatsiooniaste väheneb.

**Oksüdeerija** on aine, mille koostisse kuuluva elemendi oksüdatsiooniaste antud reaktsiooni käigus väheneb (liidab elektrone).

**Redutseerija** on aine, mille koostisse kuuluva elemendi oksüdatsiooniaste antud reaktsiooni käigus suureneb (loovutab elektrone). Näiteks:

redutseerumine

$$\overset{-III}{2NH_3} + \overset{II}{3CuO} = 3Cu^0 + N_2^0 + 3H_2O$$

redutseerija | oksüdeerija

oksüdeerumine

vase o.-a. väheneb: $Cu^{II} \xrightarrow{+e} Cu^0$

lämmastiku o.-a. suureneb: $N^{-III} \xrightarrow{-e} N^0$

Metallid loovutavad tavaliselt kergesti elektrone, mistõttu nad on tuntud heade redutseerijatena, näiteks:

$$\overset{0}{Ca} + \overset{I}{2HCl} = \overset{II}{CaCl_2} + \overset{0}{H_2}$$

Kaltsium oksüdeerub ($Ca - 2e = Ca^{II}$) ning on redutseerija. Vesinikioon redutseerub ($H^I + e = \overset{0}{H}$) ja vesinikkloriidhape on seetõttu oksüdeerija.

Et mittemetallid liidavad tavaliselt hõlpsasti elektrone oma aatomi väliskihile (kuni stabiilse okteti moodustumiseni), siis on nemad või neid sisaldavad ained oksüdeerijad:

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$

$\overset{0}{Al} - 3e = Al^{III}$

$S + 2e = S^{-II}$

Oksüdeerijatena on näiteks tuntud hapnik, kontsentreeritud väävel- ja lämmastikhape, kaaliumpermanganaat ($KMnO_4$), vesinikperoksiid ($H_2O_2$), kaaliumdikromaat ($K_2Cr_2O_7$), kaaliumkloraat ehk Berthollet' sool ($KClO_3$) jt.

Teatavasti pole metallide ja mittemetallide vahel teravat piiri. Sellest tulenevalt võivad redoksreaktsioonid kulgeda ka metallide ning

samuti ka mittemetallide vahel. Seejuures on redutseerijaks väiksema elektronegatiivsusega elemendist moodustunud lihtaine, oksüdeerijaks aga suurema elektronegatiivsusega elemendist moodustunud lihtaine, näiteks:

$$S + O_2 = SO_2 \qquad S^0 - 4e = S^{IV}$$

$$X = 2{,}5 \quad X = 3{,}5 \qquad 0^0 + 2e = 0^{-II}$$

Antud reaktsioonis on lihtaine väävel redutseerija, hapnik aga oksüdeerija. Metallide kõrval on redutseerijatena tuntud ka vesinik, süsinik ja teda sisaldav süsinikoksiid, näiteks:

$2H_2 + O_2 = 2H_2O$ $\quad H_2^0 - 2e = 2H^I$ (vesinik on redutseerija)

$Fe_3O_4 + 4C = 3Fe + 4CO$ $\quad C^0 - 2e = C^{II}$ (süsinik on redutseerija)

Elektroniteoorial põhinev keemiliste reaktsioonide klassifikatsioon on laiem kui reageerivate ühendite koostise alusel antud liigitus ning hõlmab valdava osa ka juba nimetatud reaktsiooniliikidest.

Nii kuuluvad redoksreaktsioonide hulka kõik asendusreaktsioonid:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{II}{Cu}SO_4 = \overset{II}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu}$$

$$Fe^0 - 2e = Fe^{II} \qquad Cu^{II} + 2e = Cu^0$$

Ühinemis- ja lagunemisreaktsioonidest on ühed redoksreaktsioonid, teised aga kuuluvad mitteredoksreaktsioonide hulka:

$$\overset{0}{2H_2} + \overset{0}{O_2} = \overset{I\ -II}{2H_2O}$$ redoksreaktsioonid

$$\overset{V-II}{2KClO_3} = \overset{-I\ 0}{2KCl} + 3O_2$$

$CH_2 = CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3 - CH_2 - Br$

$CaCO_3 = CaO + CO_2$ } mitteredoksreaktsioonid

$CH_3CH_2OH \longrightarrow H_2C = CH_2 + H_2O$

Molekulaar-atomistliku teooria põhjal käsitletakse oksüdeerumist kui reageerimist hapnikuga, redutseerumist aga kui reageerimist vesinikuga ja hapnikust vabanemist.

Redoksreaktsioonid kulgevad nii looduses kui ka keemiatööstuses. Nende hulka kuuluvad ka organismide hingamine, käärimisprotsessid, ainevahetusprotsessid, metallide redutseerimine maakidest, korrosioon, protsessid akus, vääveldi- ja trioksiidi saamine väävelhappe tootmisel, põlemisprotsessid jm. Juhul kui reaktsioonis o.-a. muutumist ei esine (näiteks vahetusreaktsioonidel), pole tegemist redoksreaktsioonidega.

### 3. Redoksreaktsioonide võrrandite tasakaalustamine.

Käsitleme redoksreaktsioonide võrrandeisse koefitsientide leidmist lahjendatud lämmastikhappe reageerimise näitel vasega.



1. Koostame reaktsiooni skeemi teades, et lahjendatud $HNO_3$ reageerimisel vasega moodustub värvuseta lämmastikmonooksiid (NO). Märgime saadud skeemi muutuvad oksüdatsiooniastmed:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{V}{H}\overset{}{N}O_3 \longrightarrow \overset{II}{Cu}(\overset{V}{N}O_3)_2 + \overset{II}{N}O$$

2. Koostame ioonivõrrandid elektronide ülemineku kohta:

$$\overset{0}{Cu} - 2e = \overset{II}{Cu} \qquad \overset{V}{N}O_3^- + 3e = \overset{II}{N}O$$

Vask on redutseerija (ise oksüdeerub), nitraatioon on aga oksüdeerija, sest lämmastik selles redutseerub.

3. Et redutseerija poolt loovutatud elektronide arv võrdub kokkuvõttes oksüdeerija poolt liidetud elektronide arvuga, siis korrutame esimest ioonivõrrandit kolmega, teist aga kahega:

$$\begin{array}{l|l|l} \overset{0}{Cu} - 2e = \overset{II}{Cu} & 3 & \overset{0}{3Cu} - 6e = \overset{II}{3Cu} \\ \overset{V}{N}O_3 + 3e = \overset{II}{N}O & 2 & \overset{V}{2N}O_3^- + 6e = \overset{II}{2N}O \end{array}$$

4. Märgime koefitsiendid reaktsiooni skeemi, arvestades järgmist. Kahe mooli NO tekkeks kulub ka kaks mooli $HNO_3$. Lisaks sellele kulub kuus mooli $HNO_3$ kuue nitraatiooni üleminekuks kolmeks mooliks vasknitraadiks. Kokku peab siis reaktsiooni astuma 8 mooli $HNO_3$:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO$$

5. Määrame vee molekulide arvu. Et võrrandi vasakul poolel on 8 vesinikiooni, siis saab sellest moodustuda neli mooli vett:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Võrrandi koostamise õigsust kontrollime, lugedes iga elemendi aatomite arvu võrrandi mõlemal poolel. Kui need on võrdsed, siis on võrrand õige.

### 4. Keemilise reaktsiooni kiirus.

Keemiliste reaktsioonide juhtimiseks on vaja tunda reaktsiooni mehhanismi ning selle kõrval ka reaktsiooni kiirust. Mõlemaid neid käsitleb nn. **keemiline kineetika**. Reaktsioonide mehhanismi ja kiiruse uurimine võimaldab keemilisi protsesse matemaatiliselt modelleerida ning suunata reaktsioonide kulgu teaduslikul alusel. Keemilised reaktsioonid võivad kulgeda väga pikaldaselt. Näiteks suhteliselt aeglaselt kulgeb kaltsiumhüdroksiidi reaktsioon süsinikdioksiidiga, estrite ja tselluloosi hüdrolüüs ning glükoosi käärimine. Raua korrodeerumine (roostetamine) ei saa märgatavaks momentaanselt, põlevkivi tekkeks on aga kulunud miljoneid aastaid. Rida reaktsioone kulgeb üpris kiiresti või silmapilkselt. Need on vesilahustes kulgevad ioonireaktsioonid, põlemise ning ka plahvatusega kulgevad reaktsioonid jt.

**Keemilise reaktsiooni kiiruse all mõistetakse ühe lähteaine kontsentratsiooni muutust ajaühikus.**

Niisiis esitatakse reaktsiooni kiiruse definitsioon kontsentratsiooni mõistet kasutades. **Kontsentratsiooni** väljendatakse aine mooliide arvuga lahuse kindlas ruumalas, milleks võetakse üks kuupdetsimeeter või liiter. Aega väljendatakse sekundites või minutites.

Kulgegu meil reaktsioon, mida üldjuhul väljendame võrrandiga $A + B = C + D$. Reaktsiooni kulgemisel jääb näiteks ainet $A$ järjest vähemaks, mistõttu ka reaktsiooni kiirus väheneb. Kui see on nii, siis saab reaktsiooni kiirust anda vaid mingi ajavahemiku konta. Olgu aine $A$ kontsentratsioon ajamomendil $t_1$ suurusega $c_1$ ning ajamomendil $t_2$ suurusega $c_2$. Siis ajavahemiku $\Delta t = t_2 - t_1$ jooksul on selle aine kontsentratsiooni muutus $\Delta c = c_2 - c_1$. Siit saame avaldada reaktsiooni kiiruse $v$ järgmiselt:

$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Et lähteaine kontsentratsioon reaktsiooni tulemusena väheneb, pannakse kiiruse avaldise ette miinusmärk (vahel $c_2 - c_1$ on negatiivne tähendus, sest väiksemast lahutatakse suurem).

Reaktsiooni kiiruse mõõtühikuks on mol/l.s või mol/l.min. Reaktsiooni kiirust võib väljendada ka reaktsioonisaaduse kontsentratsiooni suurenemise järgi ajaühikus. Siis on vastav avaldis järgmine:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Kui näiteks reaktsiooni käigus tekib ühest moolist $SO_2$-st selle reageerimisel $Ca(OH)_2$-ga üks mool $CaSO_3$ a) ühe sekundi jooksul, siis on reaktsiooni kiirus 1 mol/l.s, b) kahe sekundi jooksul, siis — 0,5 mol/l.s. Kui aga reaktsiooni lähteaine algkontsentratsioon on 1 mol/l ning 5 sekundi jooksul on see 0,5 mol/l, siis on selle reaktsiooni kiirus $(1—0{,}5)/5 = 0{,}1$ mol/l.s.

Reaktsiooni kiirust väljendava sõltuvuse uurimine viis massitoimeseaduse avastamisele.

**Keemilise reaktsiooni kiirus on võrdeline reageerivate ainete kontsentratsioonide korrutisega.**

Kui reageeriva aine $A$ kontsentratsioon on $C_A$ ja teise reageeriva aine kontsentratsioon $C_B$, siis reaktsiooni kiirus võrdub: $v = kC_AC_B$, milles $k$ on reaktsiooni kiiruskonstant (näitab aine iseloomu mõju reaktsiooni kiirusele).

Konkreetse reaktsiooni $H_2 + I_2 = 2HI$ kiirus väljenduks siis järgmiselt: $v = kC_{H_2}C_{I_2}$ ning reaktsiooni:

$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ puhul:

$v = kC_{SO_2}C_{SO_2}C_{O_2}$ ehk $v = k(C_{SO_2})^2C_{O_2}$

Lähteainete kontsentratsiooni tõstmisega saab niisiis reaktsiooni kiirust suurendada.

Massitoimeseadust kasutades arvutame, mitu korda suureneb reaktsiooni kiirus, kui $SO_2$ oksüdatsioonireaktsioonil tõsta gaasisegu rõhku kolm korda. Rõhu tõstmisel kolm korda suureneb $SO_2$ ja $O_2$ kontsentratsioon kolm korda. Märgime ühe lähteaine ($SO_2$) kontsentratsiooni tähisega $c_1$ ja teise lähteaine kontsentratsiooni $c_2$. Rõhu tõstmisel kolm korda on siis reaktsiooni kiirus: $v = k \cdot (3c_1)^2 \cdot 3c_2 = k \cdot 27(c_1)^2 \cdot c_2$

Järelikult suureneb reaktsiooni kiirus 27 korda.

Soovides muuta keemiliste reaktsioonide kiirust, tuleb tunda seda mõjutavaid tegureid.

Esmalt sõltub keemiliste reaktsioonide kiirus sellest, millised ained omavahel reageerivad, s. t. nende **ainete iseloomust.** Näiteks kulgeb metallide asendusreaktsioon happega energilisemalt metallide pingereas vasakul paiknevate metallidega. Vesinikkloriidhappe reaktsioon vasega praktiliselt ei kulge, tsink aga reageerib vesinikkloriidhappega.

**Homogeensete reaktsioonide puhul** (kui reageerivad omavahel gaasilised ained või lahustunud ained) sõltub reaktsiooni kiirus **reageerivate ainete kontsentratsioonist.** Suurema kontsentratsiooni puhul on aineosakesi ruumalaühikus rohkem ning rohkem toimub ka nende vahel kokkupõrkeid, mis viivad keemilise reaktsiooni tekkeni. Sellest lähtuvalt rakendatakse tööstustes mitmete põlemisprotsesside kiirendamiseks õhu asemel puhast hapnikku või lisatakse õhule hapnikku, tõstes nii hapniku kontsentratsiooni. Reaktsioonide kiirust suurendab ka **rõhk** (gaasiliste ainete vahel kulgevate reaktsioonide puhul). Rõhu suurendamisel suureneb kontsentratsioon. **Heterogeensete reaktsioonide puhul** (kui reageerivad näiteks tahke aine ja gaas, tahke aine ja vedelik) sõltub reaktsiooni kiirus ainete kokkupuutepinna suurusest. Mida suurem on see pind, seda rohkem on võimalikke efektiivseid kokkupõrkeid reageerivate osakeste vahel ja seda kiirem on reaktsioon. Reaktsioon pulbrilise magneesiumi ja etaanhappe vahel kulgeb märksa kiiremini võrreldes sellega, kui magneesium panna reageerima suuremate tükikestena. Kokkupuutepinna suurendamiseks aineid peenestatakse: laboritingimustes uhmris, tööstuses aga mitut liiki veskites ja pihustites. Ainete segamine täidab samuti nende kokkupuutepinna suurendamise eesmärki.

Enamiku keemiliste reaktsioonide kiirust saab tõsta **temperatuuri** tõstes. Temperatuuri suurenemise määral kasvab osakeste liikumiskiirus ning seega suurenevad ka efektiivsed kokkupõrked. Raua reageerimine lahustunud vasksulfaadiga kulgeb näiteks soojendamisel märksa kiiremini kui ilma. Mitmed ained soojendamisel süttivad. Paljusid reaktsioone saab kiirendada **katalüsaatorite** abil. Näiteks mangaandioksiidi ($MnO_2$) kui katalüsaatori toimel muutub vesinikperoksiidi lagunemisreaktsioon tormiliseks. Fotokeemiliste reaktsioonide kiirust võib suurendada **valgus.**

**5. Pöörduvad ja pöördumatud reaktsioonid.** Kulgegu näiteks kinnises nõus kõrgel temperatuuril vääveldioksiidi oksüdatsioonireaktsioon. Esialgu kulgeb see reaktsioon võrrandi kohaselt: $2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$. Seda vasakult paremale kulgevat reaktsiooni nimetatakse **pärisuunaliseks reaktsiooniks.** Vääveltrioksiidi kontsent-

ratsiooni suurenemise määral hakkab aga suurenema ka vastupidine reaktsioon, mille saadusteks on taas vääveldioksiid ja hapnik. Paremalt vasakule suunatud reaktsiooni nimetatakse **vastassuunaliseks reaktsiooniks.** Niisiis on tegemist **pöörduva reaktsiooniga,** mida märgitakse järgmiselt:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

Pöörduvate reaktsioonide puhul reageerivad reaktsioonisaadused omavahel ning tulemusena moodustuvad taas esialgsed lähteained.

Enamik keemilisi reaktsioone kuulub pöörduvate reaktsioonide hulka. Nii on pöörduvad lämmastikoksiidi oksüdatsioonireaktsioon lämmastikhappe tootmisel, ammoniaagi sünteesi reaktsioon lämmastikust ja vesinikust jt.:

$$2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$$

$$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

Pöörduvad on ka nõrkade elektrolüütide lahustes kulgevad dissotsiatsiooni- ja molarisatsiooniprotsessid:

$$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$$

Et pöörduvad reaktsioonid ei kulge lõpuni, siis nimetatakse neid ka **tasakaalureaktsioonideks. Pöörduva reaktsiooni puhul** saab tingimuste muutmisega suunata reaktsiooni kulgemist kas päri- või vastassuunas.

Real juhtudel kulgevad aga reaktsioonid praktiliselt ainult ühes suunas. Sel juhul reaktsioonisaadused omavahel enam ei reageeri ega moodusta tagasi lähteaineid. Reaktsioonivõrrandisse märgitakse siis reaktsiooni kulgemise suunda näitav nool või võrdusmärk:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

Praktiliselt ühes suunas kulgevad ka ioonireaktsioonid, kui tekib rasklahustuv aine (sade), gaasiline või vähedissotsieeruv aine (vesi).

**Praktiliselt pärisuunas kulgevaid reaktsioone nimetatakse pöördumatuteks reaktsioonideks.**

Pöördumatute reaktsioonide hulka kuuluvad anorgaaniliste ja orgaaniliste ainete põlemisreaktsioonid, samuti lõhkeainete plahvatamisel toimuvad reaktsioonid.

**6. Keemiline tasakaal.** Käsitleme veel kord reaktsiooni vääveldioksiidi ja hapniku vahel. Reaktsiooni kulgemise määral lähteainete kontsentratsioonid vähenevad, mistõttu muutub väiksemaks ka reaktsiooni kiirus. Et reaktsioonisaadusi tekib üha enam, siis vastassuunalise reaktsiooni kiirus pidevalt kasvab. Kui päri- ja vastassuunaliste reaktsioonide kiirused võrdsustuvad ($v_1 = v_2$), siis ei muutu enam ühegi aine kontsentratsioon ja saabub **keemiline tasakaal.** Näiteks:

$$2SO_2 + O_2 \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftharpoons}} 2SO_3 \qquad v_1 = v_2$$



Mõlemad reaktsioonid kulgevad aga pidevalt edasi, kusjuures igal ajamomendil tekkivate molekulide arv võrdub lagunevate molekulide arvuga. Sel põhjusel on keemiline tasakaal **liikuv ehk dünaamiline.**

Välistingimuste (temperatuuri, rõhu või kontsentratsiooni) mõjul saab reaktsiooni tasakaalust välja viia. Tasakaalu muutmist nimetatakse **tasakaalu nihkeks.** Tasakaal võib nihkuda kas paremale (saaduste tekke suunas) või vasakule (lähteainete tekke suunas).

**Reageerivate ainete kontsentratsiooni muutmise mõju tasakaalule.** Käsitleme tasakaalureaktsiooni vesinikjodiidi tekkimis- ja lagunemisreaktsiooni näitel: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

Kui suurendada kas joodi või vesiniku kontsentratsiooni, lisades üht või teist ainet, siis nihkub tasakaal vesiniku ja joodi suurema ärakasutamise suunas (soodustub pärisuunaline reaktsioon). Mingi aine eemaldamisel tasakaalusüsteemist nihkub tasakaal selle aine suurema tekkimise suunas (soodustub vastassuunaline reaktsioon).

Soovides kontsentratsiooni muutmise teel soodustada pärisuunalist reaktsiooni, võetakse keemiatööstuses tavaliselt odavamat lähteainet liias või kõrvaldatakse üht reaktsioonisaadust (juhul kui neid tekib mitu) tema tekkimise määral.

**Rõhu muutumise mõju tasakaalule.** Rõhu muutumise mõju avaldub tasakaalusüsteemis üksnes gaasi või auruna esinevate ainete puhul (suureneb kontsentratsioon). Rõhu suurendamisel nihkub tasakaal selles suunas, kus gaasiliste ainete moolide arv on väiksem.

Ammoniaagi sünteesireaktsiooni võrrandi põhjal on reaktsioonis osalevate ainete moolide vahekord järgmine:

$$\underset{\underbrace{1+3}_{4\text{ mooli}}}{N_2 + 3H_2} \rightleftharpoons \underset{2\text{ mooli}}{2NH_3}$$

Rõhu suurendamine nihutab seega tasakaalu $NH_3$ tekke suunas. Seepärast viiakse ammoniaagi tööstuslik süntees läbi kõrgel rõhul. Rõhu vähendamine aga soodustab vastassuunalist reaktsiooni.

Juhul kui lähteainete ja saaduste moolide arv on võrdne, rõhu muutmine tasakaalu ei nihuta. Näiteks:

$$\underset{1}{H_2} + \underset{1}{Cl_2} = \underset{2}{2HCl}$$

**Temperatuuri muutmise mõju tasakaalule.** Temperatuuri tõstmisel nihkub tasakaal endotermilise reaktsiooni suunas, temperatuuri alandamisel aga eksotermilise reaktsiooni suunas.

Vesiniku reageerimine joodiga on eksotermiline reaktsioon:

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI \qquad \Delta H = -50\text{ kJ}$$

Järelikult temperatuuri tõstmisega pole selle reaktsiooni tasakaalu võimalik vesinikjodiidi tekke suunas nihutada. Küll aga saab seda teha jahutamise teel.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Seletage esitatud pöörduva reaktsiooni võrrandi alusel keemilise tasakaalu mõistet.

$$CO_2 + H_2 \rightleftarrows CO + H_2O$$

2. Nimetage pöörduvaid ja pöördumatuid reaktsioone, millel on suur praktiline tähtsus.
3. Tooge näiteid a) pöörduvatest ja b) pöördumatutest reaktsioonidest.
4. Iseloomustage näite varal keemilist tasakaalu.
5. Miks nimetatakse keemilist tasakaalu dünaamiliseks ehk liikuvaks?
6. Iseloomustage a) temperatuuri, b) rõhu ja c) kontsentratsiooni muutmise mõju keemilisele tasakaalule.
7. Kirjutage vastavate reaktsioonide võrrandid ja märkige, millised neist on pöörduvad, millised praktiliselt pöördumatud: a) vääveldioksiid + hapnik; b) väävel + vesinik; c) süsinikdioksiid + vesi; d) kaltsiumkarbonaat + süsinikdioksiid + vesi; e) metaan + hapnik; f) naatriumhüdroksiid + vasksulfaat.
8. Kuidas on võimalik ainete kontsentratsiooni muutmisega nihutada järgmiste reaktsioonide tasakaalu pärisuunas: a) $2NO + O_2 = 2NO_2$; b) $4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$?
9. On toodud järgmised tasakaalureaktsioonide võrrandid: a) $2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2$; b) $3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2NH_3$; c) $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO$. Milliste reaktsioonide tasakaalu on võimalik muuta rõhu muutmisega ja millises suunas siis tasakaal nihkub?
10. Millistel tingimustel nihkub antud tasakaalureaktsioon a) pärisuunas, b) vastassuunas?

$$4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2 \qquad \Delta H < O$$

11. Millises suunas nihkub esitatud reaktsiooni tasakaal a) $CH_4$ või $H_2O$ kontsentratsiooni tõstmisel või vähendamisel, b) temperatuuri tõstmisel või alandamisel, c) rõhu tõstmisel või alandamisel?

$$CH_4 + 2H_2O = CO_2 + 4H_2 \qquad \Delta H = 164\ kJ$$

**7. Katalüüs anorgaanilises ja orgaanilises keemias.** Keemiliste reaktsioonide kiirust saab olulisel määral muuta ka katalüsaatorite abil.

**Katalüsaator on aine, mis tõstab keemilise reaktsiooni kiirust.** Lisades näiteks vesinikperoksiidile veidi mangaan(IV)oksiidi, hakkab lagunemisreaktsioon kulgema märkimisväärse kiirusega. Nii saadakse laboreis hapnikku:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

Väävelhappe tootmisel kontaktmeetodil on põhireaktsiooniks $SO_2$ oksüdeerimine $SO_3$-ks. Plaatina, raud(III)oksiidi või vanaadium(V)-oksiidi katalüüsival toimel kulgeb see reaktsioon vajaliku kiirusega:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$$

Veel möödunud sajandil arvasid keemikud, et katalüsaatoril on mingi müstiline jõud, mistõttu ta kiirendab reaktsiooni vaid oma



juuresolekuga. Nüüdisajal on loodud mitmeid katalüüsiteooriaid, mis kõik põhinevad katalüsaatori vahetul osavõtul reaktsioonist.

Reageerivate ainete kogustega võrreldes vajatakse katalüsaatorit väga vähe. Ammoniaagi oksüdeerumisel lämmastikhappe tootmisel kasutatakse katalüsaatorina plaatina sulamit pallaadiumi (Pd) ja roodiumiga (Rh). Seejuures üks massiosa katalüsaatorit kiirendab miljoneid kordi temast suurema massiosa ammoniaagi oksüdeerimist:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{kat.} 6H_2O + 4NO$$

Universaalset katalüsaatorit ei ole, vaid katalüsaatoril on **valiv** ehk **selektiivne toime.** Soovides ammoniaagi oksüdatsioonil kulgevast mitmest paralleelreaktsioonist (ühel juhul tekib $N_2$, teisel $N_2O$, kolmandal NO) kiirendada põhilist, millega saadakse lämmastikoksiidi, tuleb katalüsaatorina kasutada Pt sulamit Pd ja Rh-ga. Katalüsaatori selektiivse toime tõttu võib ühest ja samast ainest erinevate katalüsaatorite abil saada erinevaid reaktsioonisaadusi. Näiteks võib etanoolist saada (erinevaid katalüsaatoreid kasutades) eteeni (etüleeni), dietüüleetrit, etanaali, butadieeni (divinüüli) jt. aineid.

Katalüsaatorite aktiivsust mõjutavad mitmed lisandid. Mõnede ainete toimel katalüsaatori aktiivsus suureneb. Näiteks ammoniaagi sünteesireaktsiooni katalüüsib raud, millele on lisatud alumiinium- ja kaaliumoksiidi.

$$3H_2 + N_2 \xrightleftharpoons{Fe + Al_2O_3 + K_2O} 2NH_3$$

Nüüdisajal rakendatakse katalüsaatoreid peaaegu kõigi keemiatööstuse põhiprotsesside juures. Seejuures võivad katalüsaatoriteks olla tahked ained, vedelikud, gaasid või aurud. Tuntumateks katalüsaatoriteks on metallid (Ni, Fe, Pt, Ag, Cu), soolad ($AlCl_3$, mitmed sulfiidid jt.), oksiidid ($V_2O_5$, CuO, $MnO_2$ jt.), happed ($H_2SO_4$, $CH_3COOH$ jt.), alused (NaOH, $NH_3$, $H_2O$ jt.), gaasid ja aurud ($O_2$, $H_2O$, $Br_2$ jt.).

Tähtsamatest keemilistest protsessidest, mis kulgevad katalüsaatorite kasutamisega, nimetasime juba $SO_2$ oksüdatsiooni $SO_3$-ks väävelhappe tootmisel. Suure tähtsusega keemia põhitööstuses on ka ammoniaagi süntees ja oksüdatsioon lämmastikhappe tootmisel (kasutatakse vastavalt raudkatalüsaatorit ja Pt sulamit Pd ja Rh-ga.)

Katalüütilised protsessid on laialt rakendatavad ka orgaanilises sünteesis. Katalüütiliselt saadakse süsivesinikke ja nende derivaate:

$$\underset{\text{etaan}}{CH_3 - CH_3} \xrightarrow{Ni} \underset{\text{eteen}}{CH_2 = CH_2} + H_2$$

Katalüütilised on tööstuses kulgevad rohked hüdrogeenimis- ja dehüdrogeenimisprotsessid, samuti hüdraatimis- ja dehüdraatimisprotsessid.

Kautšuki tootmise üht lähteainet divinüüli ehk 1,3-butadieeni saadakse butaani katalüütilisel dehüdrogeenimisel:

$$CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow{Cr_2O_3} CH_2=CH-CH=CH_2 + 2H_2$$

Samal viisil saadakse ka laialt levinud polümeeri — polüstürooli — lähteainet (monomeeri) **stüreeni**:

$$C_6H_5CH_2CH_3 \xrightarrow{Fe,\ Mg} C_6H_5-CH=CH_2 + H_2$$

Katalüütilist hüdrogeenimist rakendatakse laialdaselt rasvõlide muutmisel rasvadeks.

Katalüütilisteks protsessideks on ka sahharoosi, tärklise, tselluloosi ja rasvade hüdrolüüsireaktsioonid, millel on suur tähtsus nii tehnikas kui ka organismide elutegevuses. Ensüümide kui biokatalüsaatorite mõjul kulgeb seedimine ning toitained (süsivesikud, rasvad, valgud) lagunevad glükoosiks, rasvhapeteks, aminohapeteks jm., mida organism kasutab energiaallikana ning enda ülesehitamiseks. Ensüümide aktiivsus on miljoneid kordi suurem võrreldes keemiatööstuses rakendatavate katalüsaatoritega. Ensüümide toimel kulgevad kõik eluprotsessid organismides. Ensüüme kasutatakse ka toiduainetööstuses (leiva ja saia küpsetamisel, juustu valmistamisel jm.).

Märkimata ei saa jätta ka arvukaid polümeerimise ja polükondensatsioonireaktsioone, mis kulgevad katalüsaatorite osavõtul.

Efektiivsete katalüsaatorite väljatöötamine ja rakendamine on keemiatööstuse arendamise üks põhisuundi. Katalüsaatorite väljatöötamisel on eesmärgiks taotleda sellist efektiivsust nagu on ensüümidel ning suunata protsesside kulgemist madalal temperatuuril ja rõhul.

Kasutamist leiavad aga ka reaktsiooni kiirust vähendavad ained, mida nimetatakse **inhibiitoriteks**. Inhibiitoreid vajatakse soovimatute protsesside, näiteks metallide korrosiooni, toidurasvade räästumise jm. ärahoidmiseks.

✻ **8. Keemilise reaktsiooni soojusefekt.** Füüsikast teame, et igas aines on teatud hulk siseenergiat. Keemilistel reaktsioonidel muutub reageerivate ainete energiavaru, s. t. muutub siseenergia.

Keemilisi reaktsioone, mille kulgemisel vabaneb soojust, nimetatakse **eksotermilisteks reaktsioonideks**. Siia kuuluvad söe, väävli ja teiste ainete põlemine, kaltsiumoksiidi reageerimine veega, naatriumhüdroksiidi reageerimine väävelhappega jt.

Kaltsiumkarbonaadi ($CaCO_3$), kaaliumkloraadi ($KClO_3$), elavhõbeoksiidi ($HgO$) ja kaaliumpermanganaadi ($KMnO_4$) lagundamisel neeldub soojust. Niisuguseid reaktsioone nimetatakse **endotermilisteks reaktsioonideks**. Endotermiliste reaktsioonide kulgemiseks tuleb soojusenergiat juurde anda, s. t. lähteaineid soojendada.

**Soojushulka, mis keemilisel reaktsioonil vabaneb või neeldub, nimetatakse reaktsiooni soojusefektiks.** Reaktsiooni soojusefekti väljendatakse džaulides või kilodžaulides mooli kohta. Kui reaktsioonivõrrandisse on märgitud reaktsiooni soojusefekt, siis saadakse **termokeemiline võrrand**. Eksotermilise reaktsiooni kulgemisel eraldub



soojust. Selle tähistamiseks kirjutatakse võrrandisse $\Delta H$ ja selle järele soojusefekti arvuline väärtus miinusmärgiga. Miinusmärk näitab, et eraldub soojust, mille tulemusena aine siseenergia väheneb.

$$S + O_2 = SO_2 \qquad (\Delta H = -297\ kJ)$$

Sellest termokeemilisest võrrandist järeldub, et lähteainetest ühel moolil hapnikul ja ühel moolil väävlil on enne reaktsiooni astumist teatud energiavaru. Aatomite ümbergrupeerumisel tekivad lähteainetest vääveldioksiidi molekulid, kusjuures osa energiast kandub ümbritsevasse keskkonda.

Endotermilise reaktsiooni näitena käsitleme elavhõbeoksiidi lagunemisreaktsiooni. Kahe mooli elavhõbeoksiidi lagundamiseks kulub (neeldub) 181 kJ. Et reaktsiooni läbiviimiseks tuleb soojusenergiat juurde anda, mille arvel suureneb ainete energiavaru, siis on soojusefekt endotermilise reaktsiooni puhul positiivne:

$$2HgO = 2Hg + O_2 \qquad (\Delta H = 181\ kJ)$$

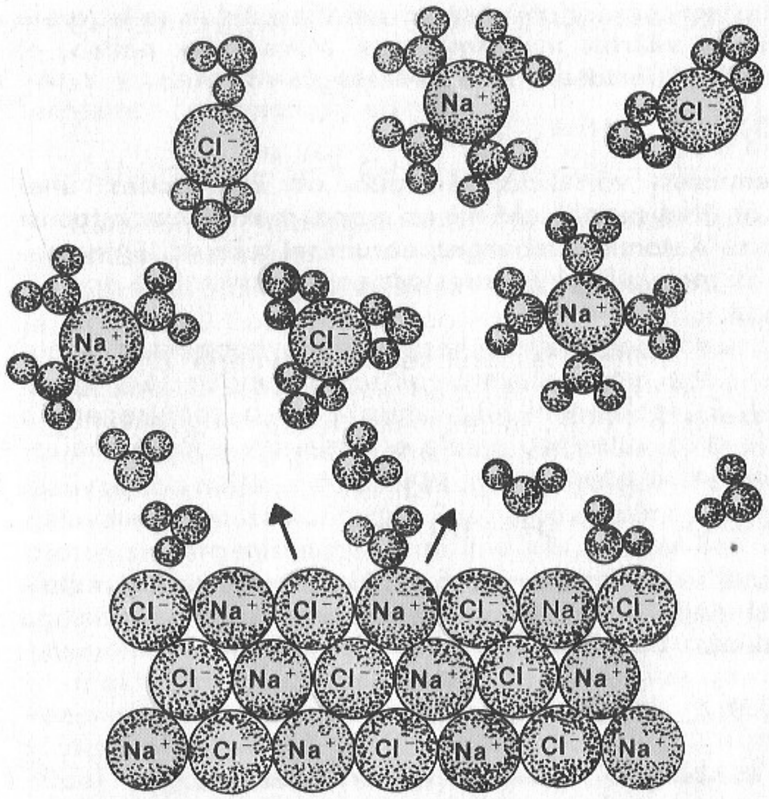
Niisiis eksotermilise reaktsiooni puhul $\Delta H < 0$ ning endotermilise reaktsiooni puhul $\Delta H > 0$. Reaktsioonide soojusefektide uurimisega tegeleb **termokeemia**.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Tooge näiteid üht liiki energia muundumise kohta teist liiki energiaks.
2. Alkeemikud otsisid filosoofilist kivi. Miks nüüdisaja keemikud ei otsi universaalset katalüsaatorit?
3. Selgitage aine massi jäävuse seadust raua ja väävelhappe vahelise reaktsiooni võrrandi analüüsi alusel.
4. Määrake reaktsiooni tüüp ja kirjutage reaktsioonivõrrandid: a) väävli reageerimine rauaga, b) vee elektrolüüs, c) propeeni hüdrogeenimine, d) metanaali oksüdeerimine hõbeoksiidiga, e) etaani kloorimine, f) eteeni hüdraatimine.
5. Kirjutage reaktsioonivõrrand ioonilisel kujul ja otsustage, millisel juhul kulgeb reaktsioon lõpuni: a) $BaCl_2 + Na_2SO_4$, b) $Cu$ + konts. $H_2SO_4$ (eraldub $SO_2$), c) $AlCl_3 + NaOH$, d) $Al(OH)_3 + NaOH$, e) $Ca(OH)_2 + HCl$, f) $K_2CO_3 + H_2SO_4$, g) $Na_2SO_4 + KNO_3$, h) $BaCl_2 + Ca(NO_3)_2$.

# VI. DISPERSSED SÜSTEEMID JA LAHUSED

✻ **1. Üldmõisted.** Dispersne süsteem tähendab, et üks või mitu ainet on pihustatud ehk dispergeeritud keskkonda. Ainete lahustamisel vees või teistes vedelikes võib esineda väga erinevaid olukordi. Keedusoola kristallide viimisel vette lähevad naatrium- ja kloriidioonid kristallivõrest vette ja moodustavad lahuse, milles on ühtlaselt jaotunud naatrium- ja kloriidioonid. Suhkru lahustamisel vees jaotuvad lahusesse ühtlaselt suhkrumolekulid. Neil juhtudel on tegemist **tõeliste lahustega**, mil lahustunud aine on lahuses jaotunud ioonide või




Joonis 6.1. Kristalli (NaCl) lahustumine vees.

molekulideni. Kui paneme vette aga tahket kaltsiumhüdroksiidi, siis lahustub viimast vees väga vähe (alla 0,2 g 100 g vee kohta). Lahus on hägune, sest tahke aine pole lahustunud. Vedelikku on pihustunud väga väikeste osakestena kaltsiumhüdroksiidi. Need osakesed on ioonide või molekulidega võrreldes hiigelsuured ning põhjustavad lahuse hägusust. Dispersne süsteem koosneb kahest osast: **keskkonnast ja ainest, mis on pihustatud** keskkonda. Dispersne süsteem tekib ka taimeõli hoolikal segamisel vees. Udu puhul on väikesed veepiisad pihustunud õhku. Sõltuvalt keskkonnast ja pihustatud aine iseloomust eristatakse järgmisi süsteeme: suspensioon, emulsioon, aerosool ja kolloidlahus.

✻ **2. Suspensioon.** Suspensioon tekib tahke aine pihustamisel teda mittelahustavasse vedelikku, näiteks, kui segada vees tärklist või kriidipulbrit. Suspensiooni puhul on **keskkond vedelik, pihustunud aine aga tahke.**

Looduslikud veed kujutavad endast suspensiooni, kus vees on jaotunud peened saviosakesed jm. Tüüpilise suspensiooni saab kohvi keetmisel, sest kohviubade purustamisel saadud kohvijahu on vees osaliselt mittelahustuv. Töötanud automootorite õli on samuti suspen-



sioon. Siin on keskkonnaks õli, millesse on jaotunud mootoriosade kulumisel tekkinud peened metallikübemed ja tahmaosakesed. Argielust tuntud suspensioonideks on pahtlid, pahtelkitid ja valmisvärvid, kus sideaines (näiteks värnits) hõljuvad värvaine osakesed.

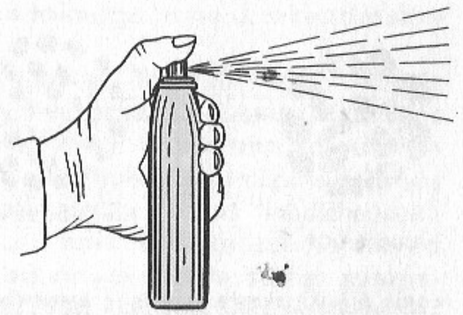
Suspensioonid on ebapüsivad: aeglaselt toimub tahke aine väljasadestumine. Loodusliku vee seismisel setivad anuma põhja tahke aine osakesed, kohvi seismisel kohvitassis sadeneb kohvipaks, töötanud mootoriõlist setivad välja tumedad metalliosakesed.

✻ **3. Emulsioon.** Emulsioon tekib **kahe teineteises mittelahustuva vedeliku segunemisel,** näiteks taimeõli segamisel veega. Emulsiooni puhul on nii keskkond kui ka jaotunud aine mõlemad vedelikud.

Emulsiooni näiteks on piim, milles rasvatilgakesed on jaotunud piimavedelikku. Ka bensiin kujutab endast emulsiooni: bensiinisse on vähesel määral pihustunud vett. Argielust tuntud emulsioonideks on veel kosmeetilised kreemid ja toitepiimad, vesiemulsioonvärvid ehk lateksvärvid. Emulsioonid on ebapüsivad. Aeglaselt toimub vedelike kihistumine: raskem vedelik (tavaliselt vesi) moodustab alumise kihi, kergem vedelik koguneb üles. Argielust on hästi tuntud koore kerkimine piimavedeliku peale. Bensiininõu põhja tekib seismisel veekiht.

✻ **4. Aerosool.** Aerosool tekib **tahke aine või vedeliku pihustamisel gaasi.** Aerosooli puhul on keskkonnaks gaas, pihustatud aineks vedelik või tahke aine. Nii eristatakse **udu tüüpi** aerosooli, milles vedelik on pihustunud gaasi, ja **suitsu tüüpi** aerosooli, kui tahke aine on jaotunud gaasis. Hästi tuntud looduslikuks aerosooliks on udu või pilved, milles üliväikesed veepiisad on pihustunud õhku. Ka tolmune õhk kujutab endast aerosooli. 1 $cm^3$-s õhus on mitukümmend tuhat tolmukübet. Õhus on kütuse põletamise tõttu tahkeid põlemissaadusi, mis tekitavad õhus aerosooli. Rääkimisel, köhimisel või aevastamisel tekitab inimene õhku üliväikestest piiskadest koosnevaid aerosoole, mis sisaldavad mikroorganisme. Niisuguste aerosoolide abil levivad haigused (gripp, tuberkuloos jm.). Tolmuses õhus kui aerosoolis on jaotunud tolmuterakesi, kütuse põlemisel tekkinud tahke aine ja tahmaosakesi, baktereid.

Aerosoolpreparaate rakendatakse laialdaselt argielus: aerosoolpudeleis toodetakse desodorante, juukselakke, odekolonne, värve,



Joonis 6.2. Aerosooli tekkimine õhus.

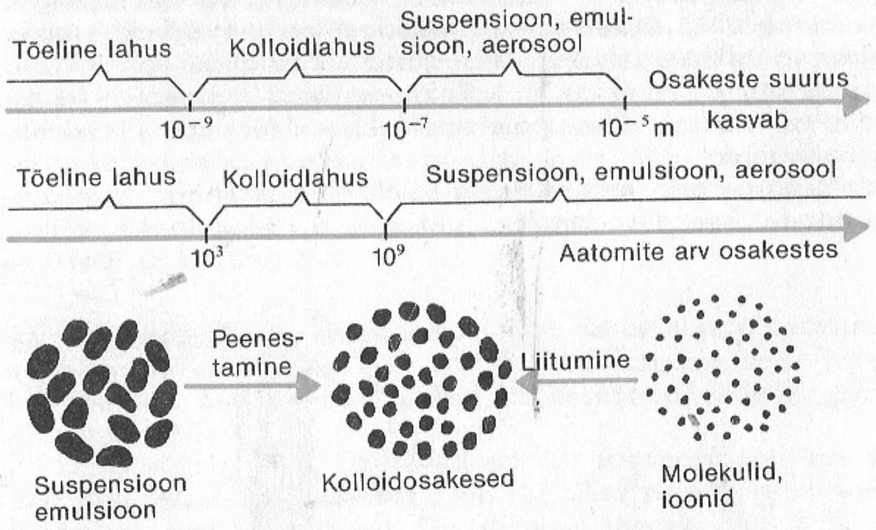
putukatõrjevahendeid jm. Pudelis on kergaurustuv freoon (fluorokloroalkaan), mis pudeli klapile vajutamisel paiskub koos desodorandi, laki või muu taolisega pudelist välja ning tekitab õhus aerosooli. Aerosoolid tekivad ka õunapuude pritsimisel mürkkemikaalidega, väetiste pihustamisel lennukitelt jne. Nimetatud juhtudel tekitab inimene aerosoole tahtlikult. Väga kahjulikud on tööstuses esinevad aerosoolid, näiteks tsementitolm tehases, söetolm kaevanduses, jahutolm veskis, saepurutolm saeveskis, värviaerosool värvipihustiga värvimisel, radioaktiivsed aerosoolid, mis tekivad tuumaplahvatusel jm.

Nii nagu emulsioonid ja suspensioonid, on ka aerosoolid ebapüsivad. Nad on esimestest veelgi ebapüsivamad. Meenutagem udu või veeauru eraldumist kastena, suitsu (tubakasuitsu) sadenemist; värvi- või lakiaerosool langeb kiiresti eseme pinnale ja katab selle ühtlase kihina.

✻ **5. Pihustunud aineosakeste suurus.** Eespool käsitletud süsteemide puhul on väga oluline keskkonda pihustatud aineosakeste suurus. Tõelistes lahustes on aine jaotunud molekulide või ioonidena. Suspensioonides või aerosoolides on osakesed palju suuremad. Siin võib üks osake koosneda miljonitest aatomitest ja olla suurusjärgus $10^{-5}$ kuni $10^{-7}$ m. Näiteks pilvedes on veepiisa läbimõõt 0,005 mm, udus aga 0,01 mm.

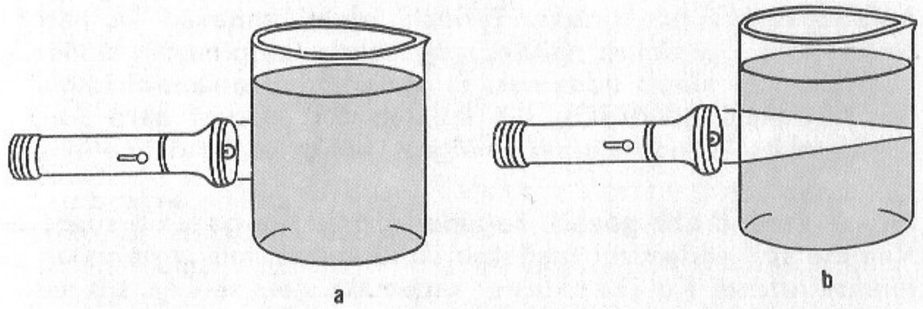
✻ **6. Kolloidlahused.** Tõelistes lahustes on lahustunud aine (ioonid, molekulid) osakesed väiksemad kui $10^{-9}$ m (1 nm). Suspensioonides, emulsioonides ja aerosoolides on jaotunud aineosakesed $10^{-7}$—$10^{-5}$ m. Toodud kahe piiri vahele, s. t. $10^{-9}$—$10^{-7}$ m suurusega aineosakesi nimetatakse **kolloidosakesteks**.

Kolloidlahused on vahepealsed ühelt poolt tõeliste lahuste ning teiselt poolt emulsioonide, suspensioonide ja aerosoolide vahel. See




Joonis 6.3. Osakeste suurus ja aatomite arv erinevates süsteemides.






Joonis 6.4. Tyndalli efekt.

vahepealsus avaldub selles, et kolloidlahustes esinevad osakesed on suuremad kui tõelistes lahustes esinevad ioonid või molekulid, kuid väiksemad kui jaotunud aineosakesed suspensioonides, emulsioonides või aerosoolides. Kolloidosake koosneb keskmiselt tuhandetest aatomitest. Kui suspensioonide, emulsioonide ja aerosoolide puhul on osakesed mikroskoobi ja isegi palja silmaga nähtavad, siis kolloidosakesi mikroskoobiga ei näe. Et esimesel juhul (suspensioon, emulsioon, aerosool) on süsteemis pihustunud osakesed suured, siis ei läbi nad ka filterpaberi poore. Kolloidosakesed on aga niivõrd väikesed, et läbivad filterpaberi poore ja filtrimisega kolloidosakesi eraldada ei saa.

Võrreldes suspensioonide, emulsioonide ning aerosoolidega on kolloidlahused suhteliselt püsivad. Soojendamisel või elektrolüütide lisamisel kolloidlahustesse toimub **koagulatsioon**, s. o. **kolloidosakeste liitumine** suuremateks osakesteks. Koagulatsiooni tõttu sadenevad (setivad) osakesed lahusest välja. Koagulatsiooniprotsess esineb munade keetmisel või praadimisel (valgu lahus hüübib soojuse mõjul). Koagulatsiooninähtused on looduses laialt levinud. Kui pilvedes (aerosool) üliväikesed veepiisad liituvad, siis tekivad suuremad vihmapiisad, mis langevad sademetena maale. Veepuhastusjaamades kutsutakse koagulatsiooniprotsessi esile tehislikult. Selleks lisatakse loodusliku vette aineid, mis põhjustavad vees olevate kolloidosakeste sadenemise ning vesi muutub selgeks.

Kolloidid on elusloodusesväga levinud. Nendeks on taimemahlad, veri ja koemahlad. Kolloidosakesi esineb jõe-, mere- ja järvevees. Mõnede metallide kolloidlahused (näiteks hõbeda kolloidlahus kollargool) on tugeva pisikuid hävitava toimega ja neid rakendatakse meditsiinis põletike ravimiseks.

Kolloidlahuse äratundmiseks kasutatakse **Tyndalli efekti**. Seda täheldatakse siis, kui kolloidlahusesse juhitakse valguskiiri. Juhtides valguskiiri läbi tõelise lahuse ei näe me küljelt vaadatuna valguskiire teed lahuses. Kolloidlahusest valguskiirte läbijuhtimisel näeme lahuses aga helenduvat valgusejuga — Tyndalli efekti (joonis 6.4). Tyndalli efekt tekib kolloidlahustes seetõttu, et kolloidosakesed hajutavad valgust — kolloidosakeste mõõtmed on enam-vähem samas suurusjärgus valguse lainepikkusega. Nii muutuvad kolloidosakesed lahuses

helenduvateks punktideks. Tyndalli efekti annavad ka aerosoolid. Seda tõdeme argielus: näiteks valguskiirte tee pimedas kinosaalis või autolaternate kiired uduvines. Et õhus leidub enamasti tolmuosakesi või üliväikesi udupiisku, siis kujutab õhk endast aerosooli, milles leiduvad osakesed hajutavad valgust, tekitades Tyndalli efekti.

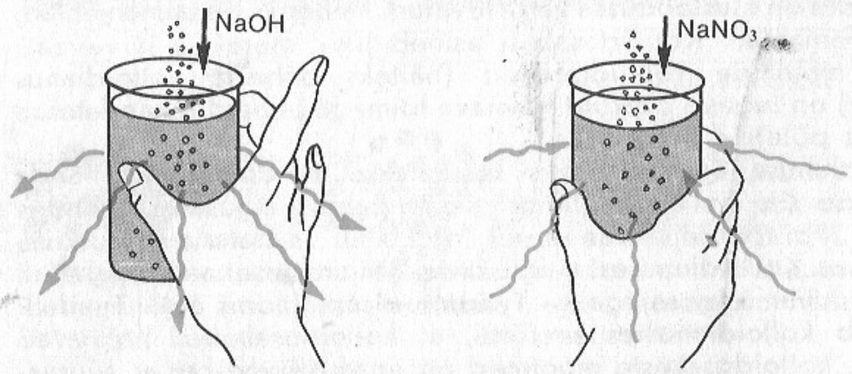
✻ **7. Tarded ehk geelid.** Segades tärklist veega tekib suspensioon. Viimase soojendamisel saadakse kolloidlahus, mis argielus on tuntud tärkliskliistrina. Kui jätta kliister kauemaks ajaks seisma, siis muutub ta sülditaoliseks (tarretub) ning teda nimetatakse tardeks ehk geeliks. Tarreteks on sült, hapupiim, marmelaad, želee, juust, leib jt. toiduained, samuti kautšuk, tselluloos, paljud mineraalid, organismide luud, lihased, kõhred, nahk jne.

Tarretele on iseloomulik **vananemisnähtus.** Tarded on ebapüsivad: tarretest eraldub aja jooksul vesi. Argielust tuntud tarrete vananemisnähtusteks on hapupiimast vadaku eraldumine, süldi muutumine vedelaks ja juustu pinnale veepiiskade ilmumine. Ka inimese vananedes eraldub luudest vesi. See on üheks põhjuseks, miks eakate inimeste luud on hapramad kui noortel ja luumurde tekib kergemini.

✻ **8. Lahuste üldised omadused.** Lahus koosneb lahustist ja lahustunud ainest. Tähtsaim lahusti on vesi, seepärast nimetatakse neid lahuseid vesilahusteks. Lahustumisega kaasnevad soojuslikud nähtused: lahuse soojenemine või jahtumine. Lahusele on iseloomulik, et lahusti ja lahustunud aine vahekord võib lahuses olla muudetav laiades piirides.

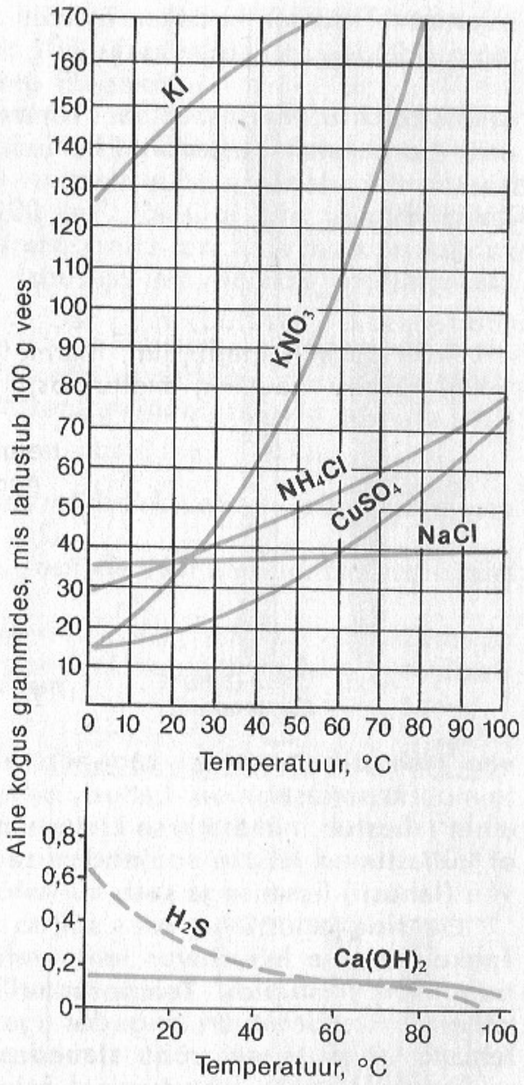
Ainete lahustumise määra iseloomustatakse lahustuvusega. **Aine suurimat massi grammides, mis antud temperatuuril lahustub 100 g lahustis (100 g vees), nimetatakse selle aine lahustuvuseks.**

Ainete lahustumist mõjutab oluliselt temperatuur. Lahuste segamine **kiirendab** lahustumist. Temperatuuri tõstmine üldreeglina **suurendab** tahkete ainete ja vedelike lahustuvust. Erandiks on kaltsiumhüdroksiid, kaltsiumsulfaat ja mõned teised. Lahustuvuse olenevust temperatuurist iseloomustavad lahustuvuskõverad.




Joonis 6.5. Aine lahustumisel lahus soojeneb või jahtub.



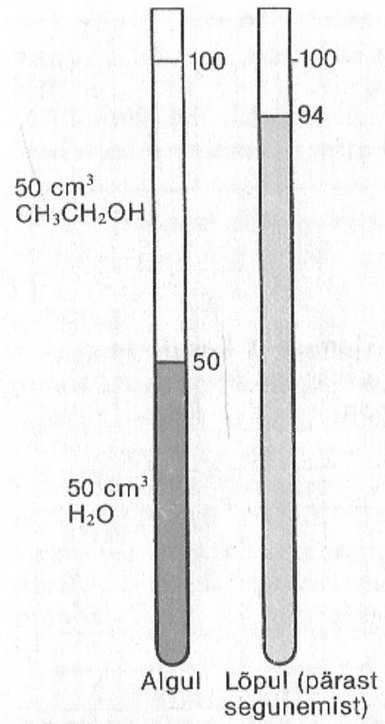



Joonis 6.6. Lahustuvuskõverad.

Graafiku horisontaalteljele on märgitud temperatuur, vertikaalteljele aga lahustuvus. Graafikust võib leida, et $KNO_3$ lahustuvus 100 g vees 30 °C juures on 46 g, 70 °C juures aga 140 g (joon. 6.6). Ainete lahustuvuse põhjal eristatakse lahustuvaid ja praktiliselt mittelahustuvaid aineid. Absoluutselt mittelahustuvaid aineid pole olemas. Kuigi näiteks metallid või klaas vees praktiliselt ei lahustu, siiski, hoides vett klaas- või alumiiniumnõus, läheb miljondik osa klaasi koostisaineid või alumiiniumioone lahusesse.

Lahustuvuskõverate võrdlemisel nähtub, et **enamiku ainete lahustuvus** suureneb temperatuuri tõusmisel tunduvalt, naatriumkloriidi lahustuvus jääb aga temperatuuri tõstmisel praktiliselt muutumatuks. Lahustuvus iseloomustab küllastunud lahuse koostist antud tingimustel.

**Lahust, milles antud temperatuuril ainet enam ei lahustu, nimetatakse küllastunud lahuseks.** Küllastunud lahuse jahutamisel või lahusest




Joonis 6.7. Kontraktsiooninähtus lahustumisel.

vee (lahusti) aurumisel sadeneb ainet kristallidena nõu põhja — toimub **kristallisatsioon**. Lahust, milles antud temperatuuril veel sama ainet lahustub, nimetatakse **küllastumata** lahuseks. Eelnevast järeldub, et küllastunud lahuse soojendamisega (temperatuuri tõstmisega) või vee (lahusti) lisamisega saab küllastunud lahust muuta küllastumatuks.

Gaaside lahustuvus vees sõltub gaasist, temperatuurist ja rõhust. Tahkete ainete lahustuvus temperatuuri tõstmisel suureneb, gaaside puhul on vastupidi. **Temperatuuri tõustes gaasi lahustuvus** vees **väheneb**, temperatuuri langedes aga suureneb, **rõhu suurenedes gaasi lahustuvus suureneb, rõhu alanedes väheneb**.

Paljude ainete lahustumisel esineb **kontraktsiooninähtus** — süsteemi ruumala kokkutõmbumine (vähenemine). Kontraktsiooni puhul on tekkiva lahuse ruumala väiksem, kui on lahusti ja lahustatava aine ruumalade summa. Näiteks 50 ml etanooli (piirituse) segamisel 50 ml veega ei moodustu lahust 50 + 50 = 100 ml, vaid 94 ml. Kontraktsioon on tingitud lahusti ja lahustunud aine osakeste (molekulide) vastastikusest reageerimisest (hüdratsioon) ja ruumilise paigutuse tihenemisest. Teatud määral võiks seda olukorda võrrelda näiteks liiva ja kruusa segamisega, mille puhul liivaterad lähevad kruusatükikeste vahele.

✻ **9. Lahusti ja lahustunud aine vahekord lahuses.** Lahusti ja lahustunud aine kogust lahuses võib väljendada mitmeti. Argielus on üheks tähtsamaks väljendusviisiks lahustunud aine ja lahusti massivahekorra väljendamine. Nii saadud lahuseid nimetatakse protsendilisteks lahusteks.

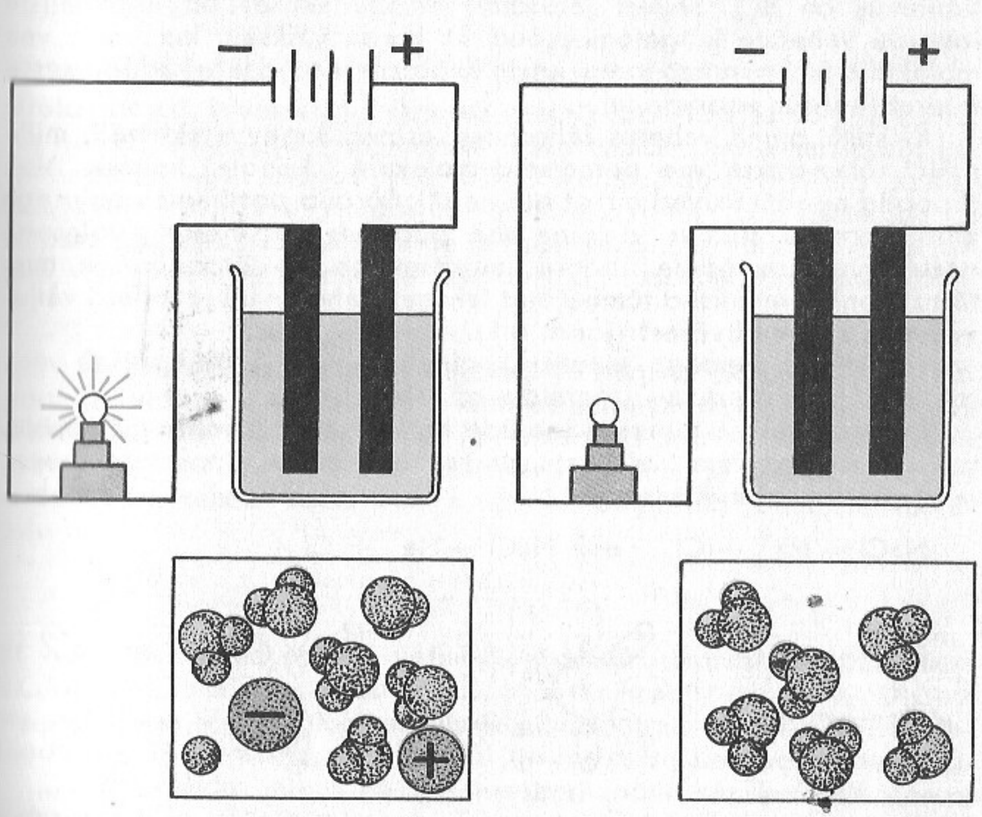


**Lahuse protsendilisus näitab, mitu massiosa ainet on lahustunud 100 massiosas lahuses.** Nii sisaldab 10%-lises soola lahuses 10 g soola 100 g lahuse kohta, s. t. 10 g soola + 90 g vett.

Lahusti ja lahustunud aine vahekorra iseloomustamisel kasutatakse **kontsentratsiooni** mõistet. Sel juhul väljendatakse lahustunud aine hulka või kogust lahuse (lahusti) ruumala suhtes näiteks lahustunud ainet grammides või moolides 100 $cm^3$ või ühe liitri lahuse kohta. Laialdaselt kasutatavaks kontsentratsiooniks on aine hulk moolides ühes liitris lahuses. Niisuguseid lahuseid nimetatakse **molaarseteks** lahusteks.

Keemias on tavaks kontsentratsiooni tähistamiseks kasutada nurksulge. Kui aine või iooni valem on asetatud nurksulgudesse, siis tähistab see vastava aine või iooni kontsentratsiooni, näiteks [NaCl], [$H_2$], [$Cl^-$], [$OH^-$].

✻ **10. Elektrolüüdid ja mitte-elektrolüüdid.** Lahuste elektrijuhtivuse alusel võib aineid jaotada kahte liiki:
1) elektrolüüdid — hapete, aluste, soolade vesilahused. Elektrolüüdid juhivad elektrivoolu;
2) mitteelektrolüüdid — destilleeritud vesi, suhkru, alkoholide ja paljude orgaaniliste ainete vesilahused. Mitteelektrolüüdid praktiliselt




Joonis 6.8. Lahuste elektrijuhtivuse tuvastamine.

ei juhi elektrivoolu. Mitteelektrolüütide elektrijuhtivust tuvastatakse ja määratakse tundlike seadmete abil. Joonisel 6.8 esitatud seadmega võib vaid ligikaudselt tuvastada elektrijuhtivust. Paljude ainete vesilahused juhivad elektrivoolu niivõrd vähe, et elektrilamp ei sütti, väike elektrijuhtivus aga siiski esineb. Näiteks puhta vee elektrijuhtivus on pool miljonit korda väiksem kaaliumkloriidi lahuse elektrijuhtivusest. Elektrolüütiline dissotsiatsioon toimub lahuses ilma elektrivoolu kasutamiseta.

✻ **11. Elektrolüütiline dissotsiatsioon.** Naatriumkloriidi kristall on normaaltingimustel tahkena püsiv aine. Kristallivõres on positiivsete naatriumioonide ja negatiivsete kloriidioonide vastastikuse külgetõmbejõu tulemusena iooniline side, mis muudab kristalli püsivaks. Viies kristalset naatriumkloriidi vette, toimub aine lahustumine ning elektrolüütiline dissotsiatsioon.

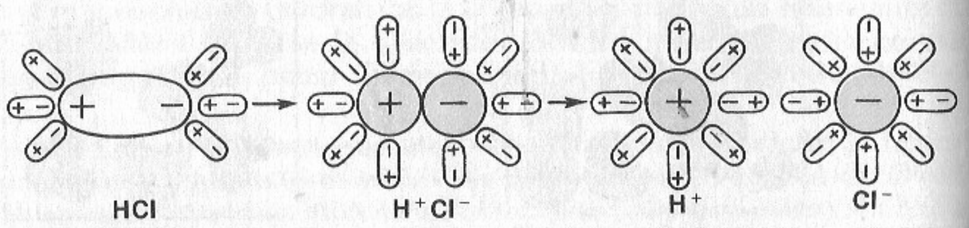
Elektrolüütiline dissotsiatsioon sõltub **ühendi koostisest** ja **keskkonnast.** Teatavasti sõltub erinimeliste elektrilaengute vaheline külgetõmbejõud laengute suurusest, nendevahelisest kaugusest ja keskkonnast. **Külgetõmbejõud** on kõige suurem vaakumis ja gaasides, alkoholis väheneb see 25 korda ning vees 81 korda (vee dielektriline läbitavus on 81). Sellest järeldub, et vesilahuses on erinimeliste ioonide vaheline külgetõmbejõud 81 korda väiksem kui õhus, vee molekulid ümbritsevad ioone kristallivõres ja ioonid lähevad lahusesse hüdratiseeritud ioonidena.

Kristalli pinna vahetus läheduses esineb tugev **elektriväli**, mille mõjul tõmmatakse vee polaarseid molekule (dipoole) ligidale. Vee dipoolid orienteeruvad nii, et osa neist pöördub positiivse poolusega kloriidioonide suunas ja teine osa pöördub negatiivse poolusega naatriumioonide poole. Ioonid ümbritsetakse vee dipoolidega, mistõttu ioonidevahelised tõmbejõud lahuses vähenevad ja ioonid väljuvad soola kristallivõrest (joon. 6.1).

**Ioonilise sidemega ainete (soolade, aluste) lahustumisel vees ioonid hüdratiseeruvad ja eralduvad lahusesse.**

Lihtsuse mõttes jäetakse ioonide hüdratisatsioonimäär märkimata, sellepärast võiksime NaCl lahustumist ja ioonide minekut lahusesse märkida lihtsustatult järgmiselt:

$$NaCl = Na^+ + Cl^- \quad \text{ehk} \quad NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$




Joonis 6.9. Ioonide moodustumine polaarse molekuli lahustumisel vees.



Ioonid ei moodustu mitte ainult ioonilise sidemega ühendite lahustumisel vees. Paljude polaarse sidemega ühendite lahustumisel vees eemalduvad vee dipoolide mõjul polaarse molekuli erinimelised poolused ning molekul läheb veelgi polaarsemaks. Kui erinimelised poolused on teineteisest küllalt kaugel, laguneb molekul ioonideks (joonis 6.9). Ioonide tekkimist polaarsete molekulide (HCl, HF) lahustumisel vees võib avaldada järgmiselt:

$$HCl = H^+ + Cl^- \qquad HF = H^+ + F^-$$

Eespool toodust järeldub, et lahusesse võivad ioonid sattuda kahel viisil: 1) ioonide eraldumisel ioonivõrest, 2) polaarse ehitusega molekulide lagunemisel vees. Esimesel juhul on ioonid juba lähteaines, teisel juhul tekivad ioonid tingituna lahusti molekulide polaarsusest.

Et vesilahuses on ioonid alatises korrapäratus liikumises, siis võib esineda olukordi, kus kaks erinimelist iooni lähenevad niivõrd, et moodustavad ioonipaari, näiteks $H^+ + Cl^-$ on omavahel seotud elektrostaatiliselt. Ioonidest neutraalse molekuli teket lahuses nimetatakse **molarisatsiooniks.** Nii elektrolüütiline dissotsiatsioon kui ka molarisatsioon on tasakaalureaktsioonid.

$$HF \underset{\text{molarisatsioon}}{\overset{\text{elektrolüütiline dissotsiatsioon}}{\rightleftharpoons}} H^+ + F^-$$

Meenutades tasakaalureaktsioonide kulgemise tingimusi, võime järeldada: kui suurendame lahuses vesinik- või fluoriidioonide hulka, siis nihkub tasakaal vesinikfluoriidi tekke suunas (molarisatsioon); kui vähendame aga lahuses vesinikfluoriidi sisaldust (näiteks lisame lahusesse vett), siis soodustub elektrolüütiline dissotsiatsioon ja lahuses suureneb vesinikioonide ja fluoriidioonide hulk. Sellest järeldub, et lahuse lahjendamisel soodustub dissotsiatsioonireaktsioon.

✻ **12. Dissotsiatsiooniaste, tugevad ja nõrgad elektrolüüdid.** Eespool käsitlesime vesinikfluoriidi lahuses esinevat tasakaalureaktsiooni elektrolüütilise dissotsiatsiooni ja molarisatsiooni vahel. Seejuures esineb lahuses teatud **kindel vahekord ioonide ja dissotsieerumata molekulide vahel.** Seda vahekorda iseloomustab dissotsiatsiooniaste $\alpha$:

$$\alpha = \frac{\text{ioonideks dissotsieerunud molekulide arv}}{\text{lahustunud aine molekulide üldarv}} \cdot 100\%$$

Et vees lahustuvad soolad ja leelised dissotsieeruvad täielikult ega esine molekulaarsena, siis on neil $\alpha$ väärtus praktiliselt 100%. Dissotsiatsiooniaste sõltub oluliselt lahuse kontsentratsioonist. Lahuse lahjendamisel $\alpha$ suureneb, sest elektrolüütiline dissotsiatsioon soodustub.

Elektrolüütide puhul võime dissotsiatsiooni käsitleda tasakaaluprotsessina ja väljendada: $\rightleftharpoons$. Tugevate elektrolüütide — leeliste, paljude hapete ja vees lahustuvate soolade — puhul kulgeb reaktsioon

ainult elektrolüütilise dissotsiatsiooni suunas ja molarisatsiooni praktiliselt ei esine. Näiteks naatriumkloriidi vesilahuses on tasakaal $NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$ nihutatud praktiliselt paremale: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$.

**13. Hapete, aluste ja soolade elektrolüütiline dissotsiatsioon. Hapete dissotsiatsioon.** Hapete vesilahustel on palju ühiseid omadusi: a) reageerimisel metallide, aluseliste oksiidide ja alustega moodustavad nad **soolasid**, b) hapete vesilahused muudavad **indikaatorite värvust**, c) hapetel on **hapu maitse**. Kirjutame sool- ja lämmastikhappe elektrolüütilise dissotsiatsiooni võrrandid:

$$HCl = H^+ + Cl^-; \quad HNO_3 = H^+ + NO_3^-.$$

Mitmealuseliste hapete dissotsiatsioon toimub astmeliselt. Näiteks 0,5%-lise väävelhappe lahuse puhul:

| | | |
|---|---|---|
| $H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$ | (I järk) | $\alpha_1 = 60\%$ |
| $HSO_4^- = H^+ + SO_4^{2-}$ | (II järk) | $\alpha_2 = 1{,}3\%$ |

Summaarne võrrand: $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$

Mitmealuseliste hapete dissotsiatsioon toimub praktiliselt ainult **esimeses järgus.**

Dissotsiatsioonivõrrandite võrdlemisest järeldub, et **hapete dissotsiatsioonil moodustuvad positiivsed vesinikioonid ja negatiivsed happejääkioonid.**

Happelised omadused on tingitud $H^+$ ioonide olemasolust.

**Aluste dissotsiatsioon.** Aluste vesilahuste ühised keemilised omadused (reageerimine hapete ja happeliste oksiididega, toime indikaatoritesse jne.) on tingitud nende struktuurist. Võrdleme aluste dissotsiatsioonivõrrandeid:

$$NaOH = Na^+ + OH^- \qquad Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

**Aluste elektrolüütilisel dissotsiatsioonil vees moodustuvad hüdroksiidioonid** (ja positiivsetest ioonidest metallioonid).

**Soolade dissotsiatsioon.** Lihtsoolade elektrolüütilist dissotsiatsiooni käsitlesime juba eespool:

$$NaCl = Na^+ + Cl^- \qquad K_2SO_4 = 2K^+ + SO_4^{2-}$$

Vees lahustuvad lihtsoolad dissotsieeruvad vesilahustes täielikult **positiivselt laetud metallioonideks ja negatiivselt laetud happejääkioonideks.**

$$NaHSO_4 = Na^+ + HSO_4^-$$

Vesiniksoolad dissotsieeruvad praktiliselt **ainult esimeses järgus.**

Dissotsiatsioonivõrrandite koostamisel tuleb silmas pidada, et positiivsete laengute üldarv võrduks negatiivsete laengute üldarvuga. Näiteks:

$$Fe_2(SO_4)_3 = 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$$



Kahel raud(III)ioonil on $2 \cdot (+3) = +6$ laenguühikut, kolmel sulfaatioonil $3 \cdot (-2) = -6$ laenguühikut $(+6 - 6 = 0)$.

**14. Vee dissotsiatsioon ja pH.** Destilleeritud vesi on äärmiselt nõrk elektrolüüt. 556 miljoni vee molekuli kohta dissotsieerub üks molekul vett:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

1 $dm^3$ vee kohta $\frac{1000 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{18 \cdot 5{,}56 \cdot 10^8} = 6{,}02 \cdot 10^{15}$ dissotsieerunud vee molekuli, moolides $\frac{6{,}02 \cdot 10^{15}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 10^{-7}$ mol/$dm^3$.

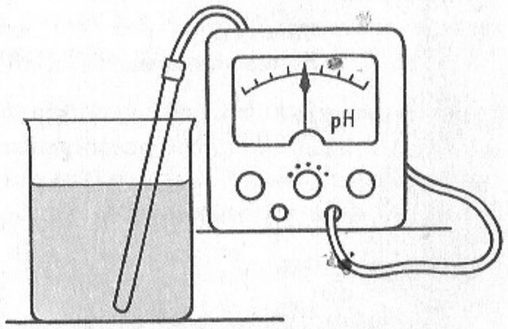
Vesi dissotsieerub üheaegselt kui hape ja kui alus, tal on võrdselt nii happelised kui ka aluselised omadused: vesi on neutraalne. Et vee molekulide dissotsiatsioonil tekib võrdne arv vesinik- ja hüdroksiidioone, siis on puhtas vees nende kontsentratsioon võrdne.

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

(Kui valem on asetatud nurksulgudesse, siis tähendab see vastava aine või iooni kontsentratsiooni.) Puhtas vees on vesinik- ja hüdroksiidioonide kontsentratsioon võrdne ning keskkonna reaktsioon neutraalne. Happelises lahuses ületab vesinikioonide kontsentratsioon hüdroksiidioonide kontsentratsiooni: $[H^+] > [OH^-]$. Aluselises keskkonnas on aga hüdroksiidioonide kontsentratsioon suurem kui vesinikioonidel: $[OH^-] > [H^+]$.

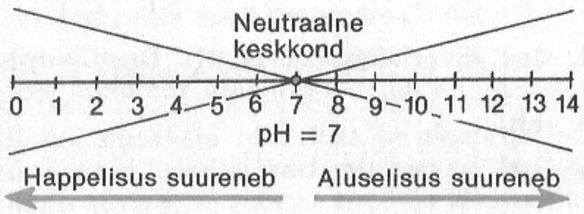
Praktikas hinnatakse keskkonna happelisust või aluselisust vesinikeksponendina, mida nimetatakse pH (loe: pee-ha). pH on logaritmfunktsioon vesinikioonide kontsentratsioonist. Peame meeles, et

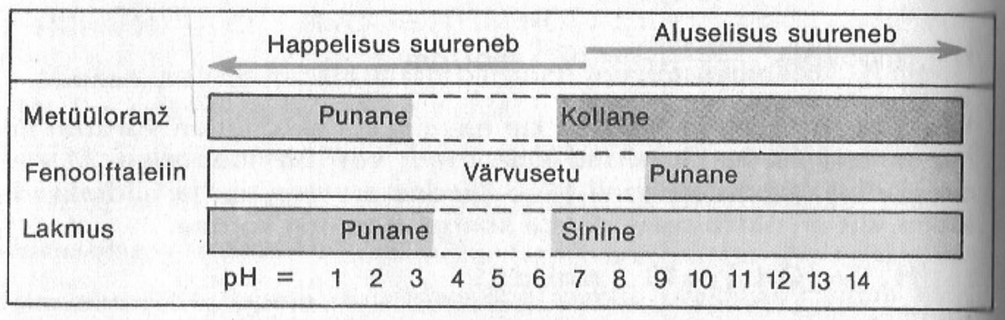
**pH skaala on 0 kuni 14** (Tegelikult on pH piirkond laiem ...−1—...15.)
**neutraalse keskkonna** (puhta vee) **pH = 7**
**happelise** keskkonna **pH < 7**
**aluselise** keskkonna **pH > 7**




Joonis 6.10. Elektriline pH mõõtur.

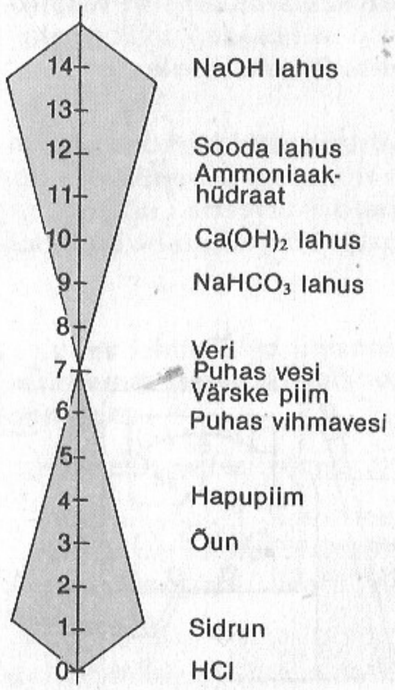
$$pH = -\log [H^+]$$




Et pH skaala on logaritmskaala, siis tähendab see, et kui lahuse (näiteks, kohvi) pH = 5, siis on lahuses vesinikioone 10 korda rohkem kui lahuses, mille pH = 6. Seevastu õunamahl (pH = 3) on 100 korda (kahe pH ühiku kohta tuleb 10×10=100) happelisem banaanimahlast (pH = 5).

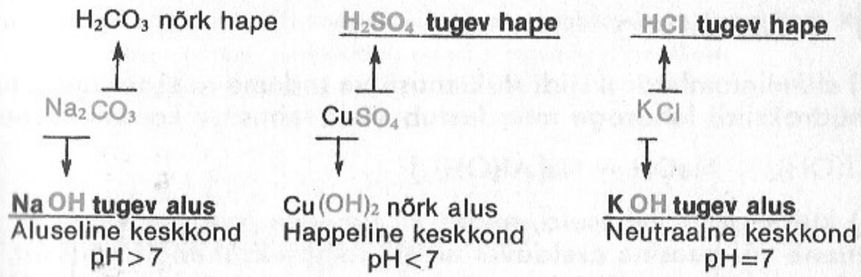
Järgmisel skeemil on võrdlevalt esitatud paljude ainete lahuste pH väärtused:






Indikaatorite* värvused muutuvad teatud kindlas pH piirkonnas:
fenoolftaleiin: värvusetust → vaarikpunaseks pH = 8,2—10,0;
lakmus: punasest → siniseks pH = 5,0—8,0;
metüüloranž: punasest → kollaseks pH = 3,1—4,4.
Eespoolsest tuleneb, et ei fenoolftaleiini ega metüüloranžiga ei saa määrata neutraalset keskkonda. Täiesti puhta, destilleeritud vee pH = 7. Vihmavesi, tingituna õhus sisalduvast süsinikdioksiidist moodustab veega süsihappe ning seepärast on vihmavesi nõrgalt happeline, tema pH on kuni 5,6. Kütuste põletamise tõttu on tööstuskeskuste õhus alati vääveldioksiidi ja lämmastikdioksiidi, mis moodustavad õhus niiskusega või sademetega vastavaid happeid. Nii tekivadki nn. happevihmad, mis mõjuvad hukutavalt elusloodusele ja põhjustavad korrosiooni. Kohati on happevihmade pH olnud võrdne toiduks kasutatava äädikhappe happelisusega (pH = 3).

✻ **15. Soolade hüdrolüüs.** Indikaatoritega võib tuvastada, et lihtsoolade lahused võivad olla kas happelise ($CuSO_4$, $ZnCl_2$, $Mg(NO_3)_2$), aluselise ($Na_2S$, $K_2CO_3$) või neutraalse (KCl, $Na_2SO_4$) reaktsiooniga. Soola lahuse keskkonna üle otsustamiseks kasutame praktilise võttena järgmist skeemi:




Soola valemist lähtudes kirjutame, millise happe ja aluse reageerimisel vastav sool moodustub. Keskkonna iseloomu määrab see hape või alus, kumb on tugevam elektrolüüt. $Na_2CO_3$ põhjustab tugeva aluse ja nõrga happe soolana aluselise keskkonna: pH > 7; $CuSO_4$ lahus on tugevast happest ja nõrgast alusest tingitult happelise reaktsiooniga: pH < 7; KCl on moodustunud tugevast happest ja tugevast alusest, seepärast on keskkond neutraalne: pH = 7.

✻ **16. Vahetusreaktsioonide praktiliselt lõpuni kulgemise tingimused.** Teatavasti kulgevad vahetusreaktsioonid praktiliselt lõpuni, kui üks reaktsioonisaadustest on kas a) rasklahustuv (eraldub sademena), b) kerglenduv (eraldub gaasina), c) vähedissotsieeruv aine (vesi) või d) kompleksühend.

* Indikaatorid on orgaanilised värvained, mille värvus sõltub lahuse pH väärtusest.

a) väljendame ioonvõrrandina baariumkloriidi ja naatriumsulfaadi vahelise reaktsiooni:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$$

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4 + 2Na^+ + 2Cl^-$$

Vahetusreaktsioonis ei osale ei naatrium- ega kloriidioonid, seepärast võime ioonvõrrandit avaldada lühidalt järgmiselt:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$$

b) $K_2S + 2HCl = H_2S + 2KCl$

$$2K^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = H_2S + 2K^+ + 2Cl^-$$

Vahetusreaktsioonis ei osale kaalium- ja kloriidioonid, seega kulgeb vaid gaasilise aine tekkereaktsioon:

$$2H^+ + S^{2-} = H_2S$$

c) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$$

Reaktsiooni käigus moodustavad vesinik- ja hüdroksiidioonid vee molekule, naatrium- ja kloriidioonid reaktsioonis ei osale. Seega:

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

d) alumiiniumhüdroksiidi rasklahustuva sademe reageerimisel naatriumhüdroksiidi lahusega moodustub vees lahustuv kompleksühend:

$$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$$

e) kui segame lahuseid, milles sisalduvate ioonide vahel ei teki sademena või gaasina eralduvat ainet, kompleksühendit või vett, siis reaktsiooni lahuses ei toimu. Needsamad ioonid, mis olid lähtelahustes, esinevad ka lõpplahuses. Näiteks naatriumsulfaadi ja kaaliumkloriidi lahuste kokkuvalamisel keemilist reaktsiooni ei kulge.

### KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Millisel kahel eri viisil võib: a) küllastunud lahust muuta küllastumata lahuseks, b) küllastumata lahust muuta küllastunuks?
2. Mille poolest erineb munavalge kolloidlahus naatriumkloriidi ja suhkru lahusest?
3. Mis on ühist ja erinevat suspensiooni, emulsiooni ja aerosooli vahel?
4. Tuua näiteid argielust a) suspensioonide, b) emulsioonide, c) aerosooli, d) tarrete, e) kolloidide kohta.
5. Millised alljärgnevatest teguritest mõjutavad elektrolüütilist dissotsiatsiooni: a) alalis- või vahelduvvool, b) lahuse lahjendamine veega, c) lahuse kokkuaurustamine, d) sama elektrolüüdi lisamine lahusesse?
6. Kui lisada vesinikfluoriidi lahusesse naatriumfluoriidi, kas vesinikfluoriidi dissotsiatsiooniaste suureneb või väheneb ja miks?



7. Kui lahuses on dissotsieerunud üks mool a) vesinikkloriidi, b) kaltsiumkloriidi, siis mitu kloriidiooni on neis lahustes?
8. Veevaba vesinikfluoriid ei juhi elektrivoolu, vesilahus aga juhib. Millega seda seletada?
9. Kas tugeva happe lahuses võivad esineda üheaegselt järgmised ioonid: $H^+$, $SO_4^{2-}$, $CO_3^{2-}$? Põhjendada!
10. Kuidas otsustada selle üle, kas aine on elektrolüüt või mitteelektrolüüt? Millised järgmistest ainetest on elektrolüüdid: glükoosi lahus, merevesi, tärkliskliister, kaltsiumkloriidi lahus?
11. Võrrelda naatriumkloriidi ja vesinikkloriidi lahustumisprotsessi. Mis on siin ühist ja mis on erinevat?
12. Mis on ühist ja mille poolest erinevad a) hapete ja soolade elektrolüütiline dissotsiatsioon, b) aluste ja soolade elektrolüütiline dissotsiatsioon?
13. Teades, et lahus sisaldab kaalium-, vesinik-, sulfaat-, hüdroksiid- ja kloriidioone, hinnata lahuse pH võimalikku piirkonda, kui ioonide suhteline vahekord lahuses on vastavalt $10^4:10^5:10^2:1:10^5$.
14. Mis on ühist mitmealuseliste hapete ja aluste elektrolüütilisel dissotsiatsioonil?
15. On antud 10%-line ja 70%-line fosforhappe lahus. Kummas neist on fosforhappe dissotsiatsiooniaste suurem?
16. Ühte veeproovi (100 ml) lisati 5 g kaltsiumkarbonaati, teise, niisama suurde proovi 5 g naatriumkarbonaati. Kumb veeproov juhib elektrivoolu paremini? Andke seletus.
17. Lähtudes soolade valemist otsustada, kas järgmiste soolade lahuste pH = 7, on suurem või väiksem kui 7: kaaliumsilikaat, baariumkloriid, kaaliumsulfaat, kaaliumkloriid, kaltsiumnitraat, vaskkloriid, raud(III)sulfaat, tsinksulfaat.

# VII. METALLID JA NENDE ÜHENDID

## § 1. ÜLDMÕISTED METALLIDEST

**1. Metallide asetus perioodilisussüsteemis.** Enamik keemilistest elementidest kuulub metallide hulka. Perioodid algavad aktiivsete metallidega — leelismetallidega. Liikumisel perioodis paremale vähenevad elementide metallilised omadused. See on tingitud järgmistest põhjustest: 1) välises elektronkihis suureneb elektronide arv (väheneb tendents elektrone loovutada); 2) tuumalaengu suurenemisel väheneb aatomi raadius (seega seotakse väliskihi elektrone tugevamini).

Rühmas ülalt alla liikumisel suureneb tuumalaeng, kuid elektronkihtide arvu suurenemise tõttu kasvab ka aatomi raadius. Aatomi raadiuse suurenemise tõttu nõrgeneb side aatomituuma ja väliskihi elektronide vahel, seepärast suurenevad elementide metallilised omadused rühmades ülalt alla.

Metallide füüsikalised omadused (sulamis- ja keemistemperatuur, tihedus, aatomiraadius jne.) muutuvad rühma piires reeglipäraselt. Aatomiraadiuse suurenemisel on väliskihi elektronid kergemini loovutatavad ja keemiline aktiivsus suureneb.

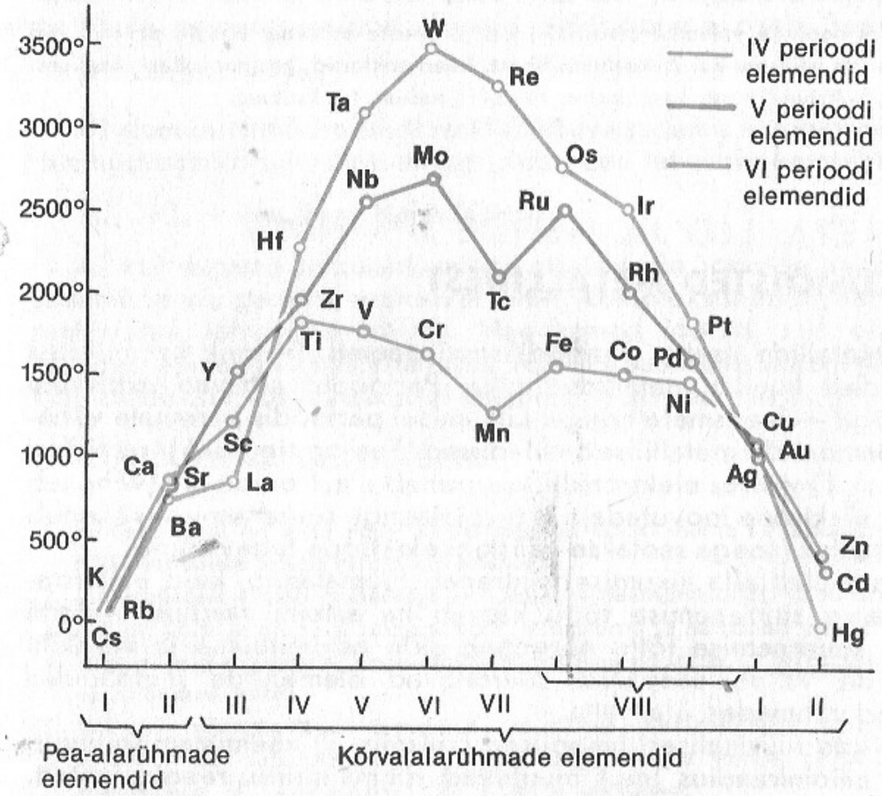
Kui tõmmata elementide perioodilisussüsteemis diagonaal vesinikust astaadini, siis jäävad joone alla ainult metallid. Kõikide kõrvalalarühmade elemendid on metallid.

✻ **2. Metallide füüsikalised omadused.** Metallidele on iseloomulik **metalne läige**. Eriti hästi peegeldavad hõbe ja alumiinium, mis leiavad kasutamist peeglimetallina. Pulbrina on metallid enamasti hallikasmustad (välja arvatud Mg, Al, Au). Tehnikas jaotatakse metalle **värvilisteks** ja **mustadeks**. Mustadeks metallideks loetakse rauda ja ta sulameid (teras, malm). Ülejäänud metalle nimetatakse värvilisteks.

Vabade elektronide olemasolu tõttu metallide kristallivõres on metallid head **elektri-** ja **soojusjuhid** (eriti hõbe, vask, alumiinium, raud). Metallid on **plastilised**, seepärast saab kuuma metalli kuju muuta — sepistada, valtsida, traadiks tõmmata. Antimon ja mangaan on haprad metallid.

Metallide ning mittemetallide eristamine soojus- ja elektrijuhtivuse alusel pole alati võimalik. Lähtudes näiteks elektrijuhtivusest on mittemetall süsinik grafiidina hea elektrijuht, teemandina aga väga hea soojusjuht.

Metallide tihedus on erinev: kergeim on liitium (500 kg/m$^3$) ja raskeim osmium (22500 kg/m$^3$). Tehnikas jaotatakse metalle **kerg-**

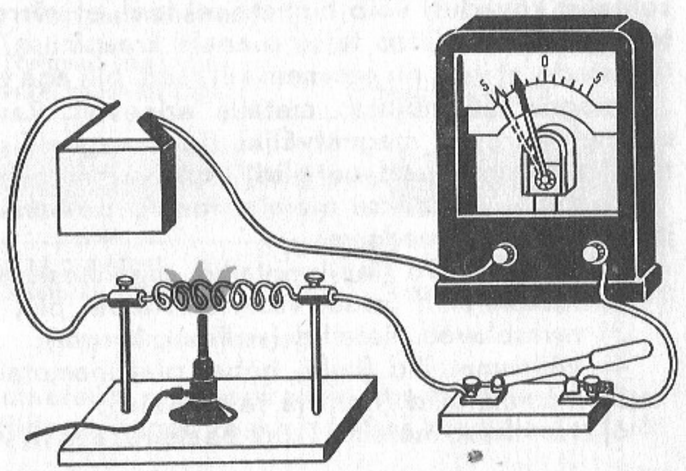



Joonis 7.1. Metallide sulamistemperatuurid.



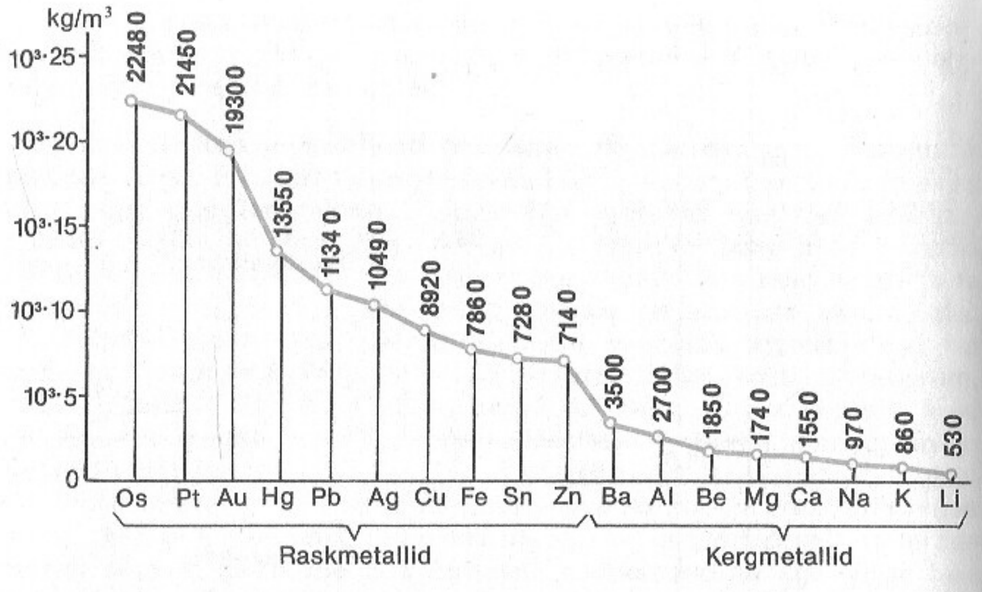



Joonis 7.2. Metallide soojus- ja elektrijuhtivus (suhteline).



Joonis 7.3. Metallide elektrijuhtivus temperatuuri tõustes väheneb.

**metallideks** (tihedus kuni 5000) ja **raskmetallideks** (tihedus üle 5000). Kergmetallid on leelis- ja leelismuldmetallid, berüllium, magneesium ning alumiinium. Enamik metallidest kuulub raskmetallide hulka. Liitium, naatrium ja kaalium on veest kergemad.




Joonis 7.4. Metallide tihedused.

Laiades piirides muutuvad metallide **sulamistemperatuurid**. Elavhõbe on toatemperatuuril vedel (s.-t° —39 °C), tseesium ja gallium sulavad inimkeha temperatuuril, kõige kõrgema sulamistemperatuuriga on volfram (s.-t° +3400 °C).

Kõige **kõvem** metall on kroom, mis kriimustab klaasi. Leelismetalle võib aga noaga lõigata. Pehmemetallid on veel tina ja plii. Metallide suhtelist kõvadust võib hinnata sel teel, et võrrelda, kumb uuritatavatest metallidest jätab teise pinnale kraapimisel kriimustuse. Nii saab tuvastada, et vask on pehmem kui raud, plii aga vasest pehmem.

Magnetväli mõjutab metalle erinevalt. Raud, koobalt ja nikkel magnetiseeruvad magnetväljas (ferromagnetilised metallid), vask ja tina (diamagnetilised metallid) tõukuvad magnetist aga isegi eemale.

Tehnikas jaotatakse metalle teatud iseloomuliku omaduse põhjal järgmistesse rühmadesse:

1) kergmetallid (leelismetallid, magneesium, alumiinium);
2) raskmetallid (raud, vask, elavhõbe, plii, tina)
3) rasksulavad metallid (volfram, kroom);
4) väärismetallid (kuld, hõbe, plaatinametallid);
5) mustmetallid (raud ja ta sulamid);
6) värvilised metallid (kõik peale raua ja ta sulamite).

**3. Metallide keemilised omadused.** Metalliaatomite väliselektronkihil on tavaliselt 1—2, harvemini 3 elektroni. Võime tõttu neid loovutada käituvad metallid redutseerijatena. Metallide elektronegatiivsus on alla 1,7.

1. Hapnikuga reageerimisel tekivad oksiidid. Leelismetallid oksüdeeruvad õhus kiiresti, magneesium ja raud oksüdeeruvad aeglasemalt ($MgO$, $Fe_3O_4$).



Kõik metallid kattuvad õhus oksiidikelmega. Leelis- ja leelismuldmetallid oksüdeeruvad õhus silmanähtavalt. Vase pinnale tekib seismisel punase värvusega $Cu_2O$ ja musta värvusega $CuO$ kiht, mis kokku moodustavad pruunika kihi. Oksiidikiht võib metalliga olla seotud tihedalt näiteks alumiiniumi või tsingi puhul. Teame aga argielust, et roostetanud esemete puudutamisel jääb kätele pruuni rauaroostet, mis osutab, et raudoksiidikiht on rauapinnaga seotud nõrgalt.

2. Kergesti reageerivad metallid halogeenidega:

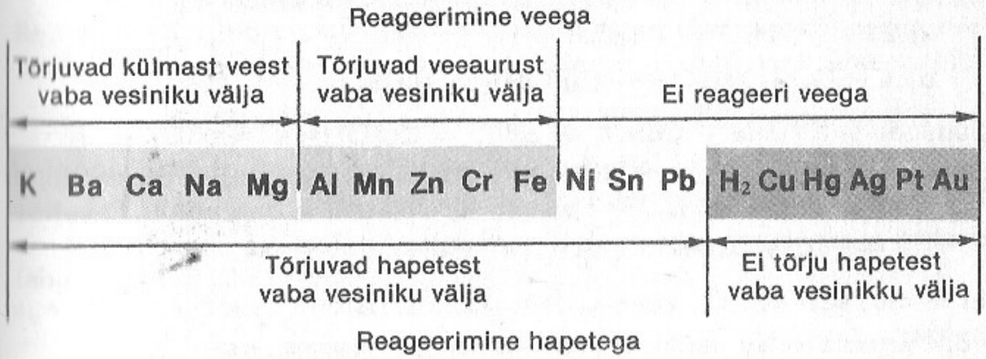
$$2Na + Cl_2 = 2NaCl \qquad Cu + Cl_2 = CuCl_2$$

3. Enamik metallidest reageerib väävliga, moodustades sulfiide:

$$Fe + S = FeS$$

4. Metallide reageerimine vee, hapete ja soolade lahustega toimub vastavalt metallide pingereale.

**4. Metallide pingerida.** Reastades metallid nende standardpotentsiaalide* kasvu järjestuses, saame metallide pingerea. Pingereas on metallid paigutatud redutseerimisvõime alanevas järjestuses või metallioonide oksüdatsioonivõime kasvu suunas. Metallide pingerea põhjal saab otsustada, kas ja kuidas reageerivad metallid vee, hapete või soolade lahustega. Galvaanielemendi puhul saame pingerea alusel määrata, kumb elektrood on katood või anood ning arvutada elemendi elektromotoorset jõudu, samuti otsustada, kas ja kuidas kulgeb korrosiooniprotsess või elektrolüüs.




Leelis- ja leelismuldmetallid reageerivad toatemperatuuril veega; vähem aktiivsete metallidega kulgeb reaktsioon kas kuumutamisel või veeauruga.

$$2Na \xrightarrow{2H_2O} 2NaOH + H_2; \quad Mg \xrightarrow[t^\circ]{H_2O} MgO + H_2;$$

$$3Fe \xrightarrow[aur]{4H_2O} Fe_3O_4 + 4H_2$$

* Kui metall asub tema soola lahuses, siis tekib piiril metall/lahus potentsiaalide erinevus, s. o. elektroodipotentsiaal, mida mõõdetakse võrreldavalt standardvesinikelektroodi potentsiaaliga.

Pingereas on ka vesinik, sest nagu metallidki võib ta moodustada positiivse iooni. Metallid, mis asuvad vesinikust vasemal, tõrjuvad vesiniku lahjendatud hapetest (välja arvatud lämmastikhape) välja. Mida kaugemal vesinikust vasemal metall paikneb, seda aktiivsem ta on. Võrreldes näiteks magneesiumi, tsingi ja raua reageerimist vesinikkloriidhappega märkame, et magneesiumiga kulgeb reaktsioon palju intensiivsemalt. Magneesium on pingereas eespool kui tsink ja raud.

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$$

Metalli reageerimisel soola lahusega tuleb arvestada, et iga metall selles reas (kui ta ei lagunda vett) tõrjub kõigi temale järgnevate metallide ioonid lahusest välja, kuid ei suuda tõrjuda välja temale eelnevaid metalle. Näiteks:

$$Zn + Ni^{2+} = Zn^{2+} + Ni \text{ ehk } Zn + NiSO_4 = ZnSO_4 + Ni$$

$Cu + FeSO_4 =$ ei toimu, kuid $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ (joonis 7.5)

Pingerea kasutamisel osutame tähelepanu järgmistele asjaoludele:

1) tuleb arvestada pingerea alguse metallide reageerimise omapära soolade vesilahustega. Näiteks vasksulfaadi lahusega reageerimisel ei tõrju naatrium lahusest vaske välja. Pingerea alguse metallid (leelis- ja leelismuldmetallid) reageerivad esmalt veega, andes leelise. Leelis reageerib vasksulfaadiga.

$$Na + CuSO_4 + H_2O =$$

a) $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

b) $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

Summaarselt: $2Na + CuSO_4 + 2H_2O = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4 + H_2$

2) Kui sool vees ei lahustu, siis praktiliselt keemilist reaktsiooni ei toimu. Keemiline reaktsioon

$$Zn + FeCO_3 \neq Fe + ZnCO_3$$

ei toimu, sest $FeCO_3$ vees ei lahustu. Reaktsioon raudsulfaadiga aga kulgeb:

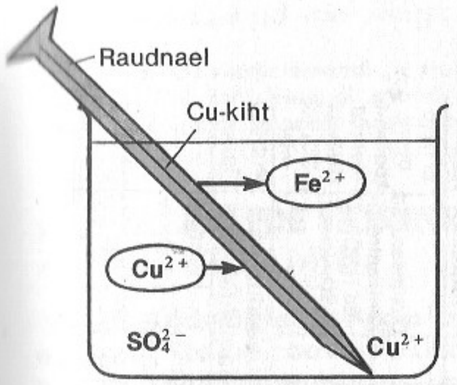
$$Zn + FeSO_4 = Fe + ZnSO_4$$

**Metallide reageerimine hapetega.** Vesinikkloriidhape reageerib metallidega, mis asuvad metallide pingereas enne vesinikku:

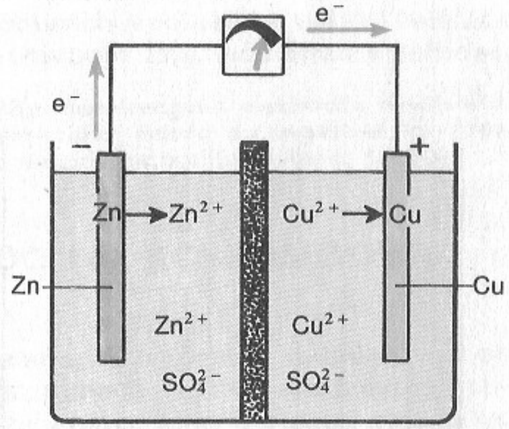
$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Lahjendatud ja kontsentreeritud väävelhape reageerivad metallidega erinevalt. Lahjendatud väävelhappest tõrjuvad pingereas eespool asuvad metallid vesiniku välja. Pingereas vesinikust paremal asuvad metallid lahjendatud väävelhappega ei reageeri ($Cu + H_2SO_4 \neq$).






Joonis 7.5. Vase väljatõrjumine rauaga.




Joonis 7.6. Galvaanielemendi skeem.

Toatemperatuuril kontsentreeritud väävelhape paljude metallidega (Fe, Al, Cr, Ni jt.) ei reageeri, vaid passiveerib neid. Seepärast võib kontsentreeritud väävelhapet hoida ja vedada terastsisternides. Soojendamisel reageerib aga kontsentreeritud väävelhape peaaegu kõikide metallidega. Et kontsentreeritud väävelhape ei ole dissotsieerunud ja selles puuduvad praktiliselt vesinikioonid, siis reageerimisel metallidega eraldub vääveldioksiid (mitte $H_2$) ning metall oksüdeeritakse kõrgeima oksüdatsiooniastmeni.

$HNO_3$ reageerimisel metallidega tavaliselt vesinikku ei eraldu. Reaktsioonil moodustuv vesinik oksüdeerub lämmastikhappe arvel veeks. Lämmastikhape aga ise redutseerub järgmisteks ühenditeks:

$$NO_2 \rightarrow HNO_2 \rightarrow NO \rightarrow N_2O \rightarrow N_2 \rightarrow HN_3 \quad (NH_3 \xrightarrow{HNO_3} NH_4NO_3)$$

Lämmastiku oksüdatsiooniaste neis ühendeis võib olla IV kuni —III, sõltuvalt reageerinud metallist ja happe kontsentratsioonist.

Järgmine skeem iseloomustab metallide reageerimist vee ja hapete lahustega.

✻ **5. Galvaanielement ja pingerida.** Poorse vaheseinaga nõu (joon. 7.6) ühes osas on tsinksulfaadi lahusesse sukeldatud tsinkplaat, teises osas on vasksulfaadi lahuses vaskplaat. Tsingi lahustumisel tsinkioonidena $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$ omandab tsinkplaat elektronide tõttu negatiivse laengu, vaskplaadil sadestuvad vaskioonid ning plaadile jääb positiivne laeng: $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$. Kui ühendame tsinkplaadi elektrijuhtme või lambi abil vaskplaadiga, siis kulgeb elektronide vool tsinkplaadilt vasele (lamp süttib või galvanomeeter näitab voolu olemasolu). Kui võrrelda pingereas kahte metalli, siis vasakpoolsem on parempoolsest aktiivsem. Kui need kaks metalli moodustavad galvaanipaari, siis vasemal asuv metall on anood („—"laenguga) ja paremal on katood („+"laenguga elektrood). Mida kaugemal need

## METALLIDE PINGERIDA

| Metallide rida | K | Ba | Ca | Na | Mg | Al | Mn | Zn | Cr | Fe | Co | Ni | Sn | Pb | $H_2$ | Cu | Hg | Ag | Pt | Au |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Aatomi poolt valentselektronide äraandmise kergus (metalli oksüdeeritavus) | v ä h e n e b → | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Ioonide võime elektrone juurde võtta (metalli redutseeritavus) | t u g e v n e b → | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Õhuhapnikuga oksüdeeritavus | Oksüdeeruvad kergesti ja kiirelt õhus | | | | Oküdeeruvad õhuhapniku toimel harilikul temperatuuril | | | | | | | | | | Oksüdeeruvad soojendamisel | | Ei oksüdeeru | | | |
| Suhtumine veesse | Tõrjuvad veest vesiniku välja harilikul temperatuuril | | | | Tõrjuvad veest vesiniku välja kõrgemal temperatuuril | | | | | | | | Ei tõrju vesinikku veest välja | | | | | | | |
| Suhtumine hapetesse | Tõrjuvad vesiniku hapetest välja | | | | | | | | | | | | | | — | Ei tõrju vesinikku hapetest välja | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | — | Oksüdeeruvad kontsentreeritud $HNO_3$ ja $H_2SO_4$ toimel | | Ei oksüdeeru kontsentreeritud $HNO_3$ ja $H_2SO_4$ toimel | | |
| Leidumine looduses | Ainult ühendite näol | | | | | | | | | | | | | | Ühendite näol ja puhtal kujul | | | Puhtal kujul | | |
| Metalli saamine maagist | Sulatatud ühendite elektrolüüsil | | | | | | Redutseerimisel süsinikuga, aluminotermiaga või vesilahuste elektrolüüsil | | | | | | | | | | Lihtsal soojendamisel | | — | |
| Metallide rida | K | Ba | Ca | Na | Mg | Al | Mn | Zn | Cr | Fe | Co | Ni | Sn | Pb | $H_2$ | Cu | Hg | Ag | Pt | Au |

metallid pingereas teineteisest on, seda suurem on elemendi elektromotoorjõud (emj.). Viimane iseloomustab vooluallika võimet tekitada ja säilitada suletud vooluringis elektrivoolu. Emj. mõõdetakse voltides.

*Märkus.* Galvaanielemendi ja elektrolüüsi samalaengulisi elektroode nimetatakse erinevalt. Galvaanielemendi anood ja elektrolüüsi katood on negatiivse laenguga. Galvaanielemendi katoodil ja elektrolüüsi anoodil on positiivne laeng.

## § 2. METALLIDE KORROSIOON JA KORROSIOONIKAITSE. SULAMID.

✽ **1. Üldmõisteid.** Argielust teame, et vanemad raudesemed on enamasti kaetud roosteplekkidega: punane vask on muutunud pruuniks või rohekaks ja hõbeesemed tuhmunud ning kaotanud oma läike. Metallide muundumine kulgeb sageli väga kiiresti. Pruugib jätta märja rohu sisse kirve, noa või mõne muu läikiva raudeseme, kui juba mõne päeva pärast on esemele tekkinud pruunid roostelaigud. Mõnevõrra aeglasemalt tuhmub läikiv vasepind.

**Korrosiooni all mõistetakse metallide oksüdeerumist väliskeskkonna** (õhu, gaaside, vee, lahuste, orgaaniliste vedelike jne.) **toimel.** Korrosiooniprotsessideks on raua roostetamine, vase kattumine patinakihiga, alumiiniumi tuhmumine, hõbeda tumenemine jne. Korrosioon kujutab endast redoksprotsessi, mille käigus metalli aatomid oksüdeeruvad: metalli aatom (redutseerija) annab ümbritseva keskkonna (oksüdeerija) toimel ära oma valentselektrone, muutudes ioooniks.

Korrosioooniprotsessi iseloomu järgi jaotatakse protsessid: 1) keemiliseks ja 2) elektrokeemiliseks korrosiooniks.

✽ **2. Keemiline korrosioon.** Toimub kuivades gaasides või vedelikes, mis ei juhi elektrivoolu (mitteelektrolüütides). Siia kuulub raua korrosioon kuivas õhus (hapnikus). Kõrgemal temperatuuril tekib raua pinnale oksiidikile, mis koosneb mitmesugustest oksiididest ($FeO$, $Fe_2O_3$, $Fe_3O_4$). Oksiidikile on poorne ja habras, sisaldab lõhesid ning on rauapinnaga nõrgalt seotud. Seepärast jätkub korrosioooniprotsess seni, kuni kogu metall on hävinud.

Keemiline korrosioon kujutab endast metalli vahetut ühinemist keskkonna mingi ainega (näiteks õhuhapniku või lämmastikuga).

Keemilisele korrosioonile alluvad küttekolde restid, sisepõlemismootori klapid, silindrid, kolvid ja gaasi väljavoolutorud, reaktiivmootorite düüsid. Keemiline korrosioon on metallilise naatriumi oksüdeerumine kuivas õhus, samuti bensiininõu sisepinna korrosioon jm.

Keemilise korrosiooni puhul kattub metallipind korrosioonisaaduste kihiga, mis võib takistada korrosioooniprotsessi edasist kulgu. Kui korrosioonisaaduste (oksiidi) kiht on tihe ja katab metallipinna ühtlaselt, siis korrosioon aeglustub. Alumiiniumi pinnale tekib tihe $Al_2O_3$ kaitsekile, mis takistab korrosioooniprotsessi.

**3. Elektrokeemiline korrosioon.** Elektrokeemiline korrosioon ehk galvaaniline korrosioon on seotud galvaanielementide tekkega. See toimub siis, kui kaks erinevat metalli, näiteks raud ja vask, on kontaktis elektrolüüdi lahusega. Galvaanielementid tekivad ka tehnilistes metallides, mis sisaldavad lisandeid, samuti siis, kui tehniline metall puutub kokku elektrolüüdiga. Näiteks terases ja malmis on lisanditeks raudkarbiidi ($Fe_3C$) või grafiidi kristallid, mis moodustavad mikroelektroode.

Tekkinud galvaanielemendis on **aktiivsem metall anoodiks ja vähem aktiivsem katoodiks**. Metallide aktiivsust hinnatakse pingerea alusel. Lisandeid sisaldava metalli puhul on põhimetall tavaliselt anoodiks ja lisand katoodiks. Näiteks terase ja malmi puhul on anoodiks raud ja katoodiks raudkarbiid või grafiit.

Elektrolüüt võib tekkida metalli pinnale õhuniiskusest. Kõikide metallide pinnale moodustub õhuniiskuse arvel üliõhuke, praktiliselt nähtamatu veekile. Selles veekiles lahustuvad õhust $CO_2$, $H_2S$, $SO_2$, $NO_2$ jt. gaasid, mis reageerimisel veega moodustavad vastavaid happeid. Nende hapete lahused on galvaanielemendis elektrolüütideks ($H_2CO_3$, $H_2SO_3$, $HNO_3$, $HNO_2$). Elektrolüüdiks võivad olla tehaste heitveed, olmeveed, samuti ka looduslik vesi, eriti merevesi. Elektrolüüt moodustub ka õhust lahustunud hapniku arvel.

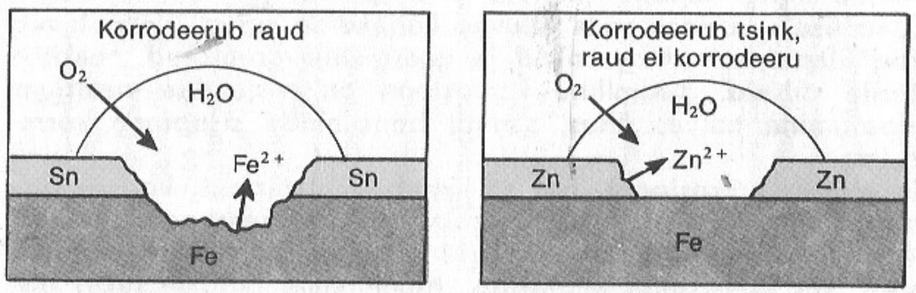
Võrdleme tsingitud raudplekist ja tinatatud raudplekist eseme (näiteks ämbri) korrosiooni, kui pleki pinda on kriimustatud. Elektrokeemiline korrosioon algab siis, kui tsingi- või tinakiht on rikutud nii, et õhuniiskus või vesi pääsevad kokkupuutesse mõlema metalliga. Looduslik vesi moodustab elektrolüüdi ja korrosiooniprotsess algab (joonis 7.7). Mõlemal juhul moodustuvad galvaanielemendid: $^{(-)}Zn - Fe^{(+)}$ ja $^{(-)}Fe - Sn^{(+)}$.

Pingerea põhjal saame teha järgmised järeldused:

a) galvaanipaari Zn—Fe puhul on anoodiks tsink ja katoodiks raud, Fe—Sn puhul on anoodiks raud ja katoodiks tina (pingereas eespool olev metall on anoodiks);

b) tinatatud pleki korral raud korrodeerub, tsingitud pleki puhul raud ei korrodeeru, siis korrodeerub tsink;

c) tinatatud pleki puhul kulgeb korrosioon kiiremini (pingereas on tina ja raud teineteisest kaugemal kui tsink ja raud).




Joonis 7.7. Tinatatud raua ja tsingitud raua korrosioon.



Intensiivsemalt kulgevad korrosiooniprotsessid meie vabariigi tööstusrajoonides, kus õhus on palju saastegaase ($SO_2$, $H_2S$, NO, $NO_2$). Tööstuse heitgaasid kahjustavad nii metallrajatisi kui ka loodust.

Elektrokeemilise korrosiooni tähtsateks juhtudeks on korrosioon elektrolüütide lahustes (soolade, hapete ja aluste lahustes, merevees ning mitmesugustes looduslikes vetes), õhus ning pinnases. Autotranspordile tekitab olulist kahju autokerede korrosioon, mis on tingitud soola ulatuslikust kasutamisest lumetõrjeks meie teedel. Sel põhjusel korrodeerub auto ühe talvekuu jooksul kümme korda rohkem kui ühel suvekuul. Korrosioon pinnases sõltub eeskätt pinnase omadustest. Väga korrodeeriva toimega on happelised mullad (eriti turba- ja soomullad).

**4. Korrosiooni kaitsevahendid.** Korrosioon põhjustab rahvamajandusele väga olulist kahju. Otseselt läheb korrosiooni tõttu igal aastal kaduma umbes 10—15% toodetud metallist. Siis lisandub veel töö, mis kulub eseme tootmiseks või tema uuendamiseks, näiteks veetorustiku, elektriliinide, sillarajatiste jm. tootmine ning paigaldamine.

Tähtsamad korrosiooni vastu võitlemise vahendid on järgmised.

**Korrosioonikindlate sulamite kasutamine.** Teras muutub korrosioonikindlaks mitmete legeerivate metallide mõjul. Kõige tuntum on kroomi (10—30%) sisaldav nn. roostevaba teras. Terase korrosioonikindlust suurendavad veel räni-, nikli-, molübdeeni-, titaani- ja mangaanisisaldus.

**Korrosioonikindlate metallkatete kasutamine.** Metalli pind kaetakse korrosioonikindlama värvilise metalli kihiga. Kaitsekiht tekitatakse kas elektrolüütiliselt (kroomimine, nikeldamine, hõbetamine, kuldamine), sulametalli sisse kastmisel (tinatamine, tsinkimine) või pihustamisel (alumineerimine). Kroomimist (auto iluliistud) ja väärismetallidega katmist rakendatakse ka dekoratiivsetel eesmärkidel.

**Mittemetalsete kaitsekatete kasutamine.** Sel juhul isoleeritakse metalli välispind ümbritsevast keskkonnast õli-, värvi-, laki- või emailikihiga. Argielust teame, et tööriistu kaubastatakse ja säilitatakse laos kaitsemäärdega (vaseliiniga) kaetuna. Värvi- ja lakikiht annab esemele dekoratiivse välimuse ja kaitseb korrosiooni eest. Tõhusa korrosioonikindlusega on kuumuskindlad emailkatted.

**5. Sulamid.** Sulami saamiseks lisatakse sulatatud metallile üks või mitu teist metalli või mittemetalli. Metallid (ka mittemetallid) segunevad või reageerivad üksteisega **sulatatud olekus** ja moodustavad jahtumisel tahke aine — sulami. Näiteks pronks on vase ja tina sulam. Teras sisaldab aga ka mittemetalle, näiteks süsinikku. Et elavhõbe on toatemperatuuril vedelas olekus (sulanuna), siis reageerib ta teiste metallidega ilma eelneva soojendamiseta. Vask- või kuldese kattub elavhõbedakihiga, kui see viia elavhõbedaga kokkupuutesse. Elavhõbeda aatomid tungivad vase kristallivõresse ning moodustub hõbeda värvusega elavhõbeda ja vase sulam — vaskamalgaam.

Sulamite omadused erinevad lähtemetallide omadustest. Tavaliselt on **sulami sulamistemperatuur madalam**, kõvadus aga suurem kui lähtemetallidel. Näiteks tina-plii sulamil, mida rakendatakse joodisena metallide liitmisel, on sulamistemperatuur 182 °C; tina sulamistemperatuur on 232 °C, plii sulamistemperatuur 327 °C. Seega on sulami sulamistemperatuur madalam, kui on madalaima sulamistemperatuuriga lähtemetallil. Eriti madala sulamistemperatuuriga on Woodi sulam, mis koosneb metallidest Pb-Sn-Cd-Bi. Woodi sulam sulab kuumas vees (70 °C), kusjuures sulami koostisosadest on kõige madalam sulamistemperatuur tinal (232 °C). Alumiinium on kerge, kuid pehme metall; väike vasekogus muudab sulami kõvemaks. Raud korrodeerub kergesti, raua sulam kroomi ja nikliga on aga korrosioonikindel. Si suurendab sulami kuumakindlust, Cr tugevust jne.

Sulami **värvus** võib erineda koostismetallide värvusest. Punase värvusega vase ja kollakasvalge värvusega nikli sulam on peaaegu valge värvusega. Iseloomustame tähtsamaid sulameid.

**Teras** on raua ja süsiniku sulam, milles on **kuni 2% süsinikku,** peale selle muid lisandeid (P, S, Si). **Malmis** on süsinikusisaldus **2—5%**. Teras on kõva ja elastne, malm aga habras.

**Joodised** on plii ja tina sulamid, mida kasutatakse tinatamiseks ja metallide liitmiseks.

**Pronks** on vase ja tina sulam. Pronks oli esimene sulam inimkultuuri ajaloos (pronksiaeg).

**Messing** ehk **valgevask** on vase sulam tsingiga.

**Duralumiinium** sisaldab peale alumiiniumi veel vaske jt. lisandeid; leiab rakendamist lennukiehituses.

**Amalgaam** on elavhõbeda sulam näiteks hõbeda, tina jt. metallidega. Hõbeamalgaamiga plommitakse hambaid.

**Pobediidi** koostiselementideks on volfram, koobalt ja süsinik: seda kasutatakse metallitreiterade ja kivimipuuride valmistamiseks.

## § 3. I, II, III JA IV PEAALARÜHMA METALLID.

| | | | |
|---|---|---|---|
| I | 3 Li 6,939 | 11 Na 22,9698 | 19 K 39,102 |
| II | 4 Be 9,0122 | 12 Mg 24,312 | 20 Ca 40,08 |
| III | 5 B 10,81 | 13 Al 26,9815 | |

**1. I rühma metallid — leelismetallid.** Nende elementide — Li, Na, K, Rb, Cs, Fr — aatomite väliselektronkihil on üks elektron. Leelismetallid on perioodide esimesed elemendid ja nende aatomiraadiused on iga perioodi elementide hulgas kõige suuremad, tuumalaengud



aga kõige väiksemad. Niisiis on leelismetalli aatomitel suur raadius, kuid väike tuumalaeng, mistõttu side aatomituuma ja väliselektronkihi elektroni vahel on suhteliselt nõrk ning aatom ioniseerub elektroni loovutamise tõttu kergesti. Seepärast on leelismetallid ka tugevad redutseerijad.

Suure keemilise aktiivsuse tõttu esinevad leelismetallid looduses ainult ühenditena (NaCl, KCl) mineraalide, soolajärvede vee ja merevee koostises. Leelismetallidel on tugev metalliläige, mis avaldub vaid metalli värskelt lõigatud pinnal. Õhus pind oksüdeerub kiiresti (tüüpoksiid $E_2O$). Leelismetalle säilitatakse petrooleumis.

Tähtsamad ühendid ja nende rakendused on järgmised.

**Naatriumhüdroksiid** NaOH, rahvapäraselt tuntud seebikivi nime all; valge kristalne, vees hästi lahustuv aine (vesilahus tundub katsumisel libedana), väga söövitava toimega leelis, mille käsitsemisel tuleb olla väga ettevaatlik: tekitab nahale haavandeid, silma sattumisel võib jääda pimedaks (tuleb kanda kaitseprille). Keetmisel rasvaga moodustab naatriumhüdroksiid seebi.

**Naatriumkloriid** NaCl, argielus tuntud keedusoolana; kasutatakse toiduvalmistamisel ja konserveerimisel (liha või kala soolamine); inimorganismi põhielektrolüüt.

**Kaaliumkloriid** KCl on kaaliumväetis.

**Naatriumkarbonaat** $Na_2CO_3$ on tuntud sooda nime all; on pesemisaine, klaasi valmistamise tooraine.

**Naatriumvesinikkarbonaat** $NaHCO_3$, tuntud söögisoodana toiduainetööstuses.

**Naatriumnitraat** $NaNO_3$, lämmastikväetis (varem nimetati tšiili salpeetriks).

**Kaaliumhüdroksiid** KOH, tugev leelis; on vedela, nn. rohelise seebi lähteaine.

**Kaaliumnitraat** $KNO_3$, kaaliumsalpeeter; on kaalium- ja lämmastikväetis, kuumutamisel eraldab kergesti hapnikku, musta püssirohu koostisosa.

**Kaaliumpermanganaat** $KMnO_4$, tumelilla värvusega kristallaine; tema lahusega desinfitseeritakse haavu ja limaskesti, väldib nahapõletuse puhul villide teket.

**2. II rühma metallid.** Nendeks on berüllium (Be), magneesium (Mg) ja leelismuldmetallid kaltsium (Ca), strontsium (Sr), baarium (Ba) ja raadium (Ra). Aatomite väliselektronkihil on 2 elektroni. Elementide aatomiraadiused suurenevad suunas Be→Ra, samas suunas suureneb ka elementide keemiline aktiivsus ja redutseerimisvõime. Lihtainetena esinevad nad hõbevalge värvusega metallidena. Berüllium ja kaltsium on küllalt kõvad, ülejäänud aga pehmed ja plastilised. Lihtainete kõvadus ja sulamistemperatuur on kõrgemad kui vastavatel leelismetallidel.

Keemilistelt omadustelt on II rühma peaalarühma elemendid lihtainetena väga aktiivsed. Õhus nad oksüdeeruvad ja kattuvad oksiidi-

kihiga, mille üldvalem on *EO* (näiteks MgO, CaO). Oksiidid reageerivad veega halvasti, andes hüdroksiide $E(OH)_2$, mis on tugevad leelised.

**Magneesium** on looduses levinud ühenditena, millest tähtsamaks on karbonaat. Kohati leidub magneesiumsilikaati mineraal asbesti kujul. Merevees sisaldub magneesiumkloriidi. Magneesium kuulub klorofülli koostisse. Meie vabariigis on saaremaa marmorina tuntud dolomiit. Dolomiit on kaksiksool — kaltsiummagneesiumkarbonaat, mida valemina väljendatakse $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ või $CaMg(CO_3)_2$ kujul. Dolomiiti kasutatakse ehitusmaterjalina ja raidkivina juba sajandeid. Kaarma lähedalt murtud dolomiidist on ehitatud Kuressaare linnus. Dolomiiti veeti juba möödunud sajandil dekoratiivkivideks Peterburisse ja Riiga. Dolomiiti rakendatakse viimistlusmaterjalina uusehitustel nii meil (kino „Sõprus", Eesti Energia hoone, Tallinna Kaubamaja) kui ka mujal. Dolomiidist on Jääretke mälestusmärk Maarjamäel.

Magneesium on hõbevalge värvusega kergsulav metall. Õhus kattub ta õhukese, kuid tiheda oksiidikihiga, mis kaitseb teda õhuhapniku edasise mõju eest. Magneesium on üle nelja korra kergem malmist ja terasest.

Süütamisel põleb magneesium silmipimestava leegiga. Seda reaktsiooni rakendati varem fotograafias välkvalgusena.

Magneesiumisulamite omapäraks on nende väike tihedus. Magneesiumisulameist on hakatud valmistama kerget karkass-mööblit, kergeid reisikohvreid ning kirjutus- ja joonestustarbeid (joonlaudu, kolmnurki). Laialdaselt valmistatakse magneesiumisulameist laeva- ja paadimootori osi, puurimisseadmeid, mootorsae keresid ning pumpasid. Magneesiumisulamid on konstruktsioonmaterjaliks pesumasinais, tolmuimejais jt. olmeseadmeis. Kerguse tõttu valmistatakse magneesiumisulameist konteinereid, autoosi, aknaraame ja uksi, külmkapi osi. Viimasel ajal on magneesiumisulameist hakatud valmistama ka konservipurke.

**Kaltsium** leidub looduses ühenditena: kaltsiumkarbonaadina — $CaCO_3$ (lubjakivi, kriit, marmor), kaltsiumfosfaadina — (fosforiit, apatiit*), kaltsiumsulfaadina ja mitmesuguste silikaatide koostises. Need on praktiliselt lahustumatud või rasklahustuvad ühendid. Lahustuv sool on kaltsiumvesinikkarbonaat. Looduslikus vees tekib kaltsiumvesinikkarbonaat vees lahustunud $CO_2$ toimel kaltsiumkarbonaadisse: $CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$. Kui paekiviladem es tekib $CO_2$-rikka vee mõjul lahustuv kaltsiumvesinikkarbonaat, mille vesi ära kannab, siis moodustuvad lademesse maa-alused koopad. Meie vabariigi karstialadel (Kostivere jm.) esinevad koopad, lohud ja lehtrid on niisuguse tekkega.

Täiskasvanud inimese organismis on umbes 1,7 kg kaltsiumi. Luudes ja hammastes on peamisteks kaltsiumiühenditeks kaltsiumfosfaat ja -karbonaat. Kanamunakoores on umbes 2,5 g kaltsiumi, peamiselt kaltsiumkarbonaadina. Valemiga $CaCO_3$ võib iseloomustada ka pärlite ja korallide koostist. Neist valmistatakse ehteid.

Kaltsium on hõbevalge läikiv metall, veest suurema tihedusega. Keemiliselt on kaltsium aktiivne ja asub pingerea algul. Õhus oksüdeerub ta kergesti ning kattub kaltsiumoksiidi ja -hüdroksiidi valge kihiga. Oksüdatsiooni vältimiseks säilitatakse kaltsiumi petrooleumis.

Kaltsiumoksiidi saadakse tööstuslikult „lubja põletamisel" erilistes ahjudes, kus lubjakivi laguneb kõrgel temperatuuril (800—900 °C):

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

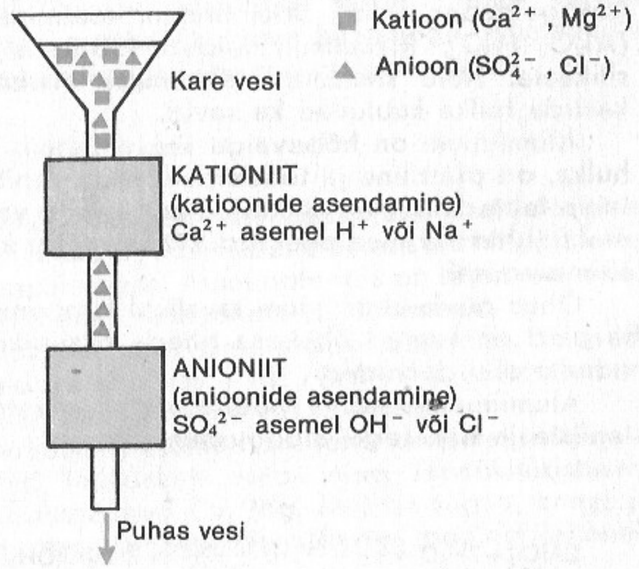
Tehnikas nimetatakse kaltsiumoksiidi **kustutamata** ehk **põletatud lubjaks**. Kaltsiumhüdroksiidi saadakse kaltsiumoksiidi reageerimisel veega. Seda eksotermilist protsessi nimetatakse ka lubja kustutamiseks ja saadavat kaltsiumhüdroksiidi **kustutatud lubjaks**.

Kaltsiumhüdroksiid on vees vähe lahustuv sööbiv leelis. Kaltsiumhüdroksiidi suspensioon vees on valge piimjas vedelik — **lubjapiim**.

**Kaltsiumsulfaat** on rasklahustuv kristalne ühend, mida leidub **kipsina**. Kuumutamisel eraldub osa kristallveest ning saadakse põletatud kips. Viimase segamisel veega toimub ühinemisreaktsioon ja mass kivistub $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ tekke tõttu. Põletatud kipsi kasutatakse sideainena ehitustel, valuvormide ja lahaste valmistamisel jne.

**Kaltsiumkloriid** ($CaCl_2$) on valge kristalne, väga hügroskoopne aine, mis seob õhust veeauru, moodustades kristallhüdraadi. Hügroskoopsuse tõttu kasutatakse teda gaaside ja orgaaniliste vedelike kuivatamisel, õhu kuivatamiseks eksikaatorites jm.

**Vee karedus.** Looduslik vesi sisaldab alati mitmesuguseid lahus-




Joonis 7.8. Vee kareduse kõrvaldamine ioniitidega.

* Koostist väljendab valem $Ca_{10}F_2(PO_4)_6$ ehk $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$.

tunud lisandeid, peamiselt kaltsiumi- ja magneesiumisoolasid. Niisugust vett nimetatakse **karedaks veeks**. Kareda vee kasutamisel sadestub aurukatelde või radiaatorite sisepinnale katlakivikiht, karedas vees vahutab seep halvasti jne. Seepärast on vajalik karedust põhjustavate ühendite kõrvaldamine, s. t. vesi tuleb **pehmendada**.

Eristatakse karbonaatset ja püsivat karedust. **Karbonaatne karedus** (nimetatakse ka mööduvaks kareduseks) on tingitud vees lahustunud vesinikkarbonaatidest. Vee soojendamisel või keetmisel eraldub lahusest süsinikdioksiid ja vesinikkarbonaadid lagunevad vastavaks karbonaadiks, mis vees praktiliselt ei lahustu ja moodustab anumasse katlakivikihi:

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

**Püsiv karedus** on tingitud tugevate hapete vees lahustuvatest kaltsiumi- ja magneesiumisooladest ($CaSO_4$, $MgSO_4$, $MgCl_2$ jt.). Keetmisega pole püsivat karedust võimalik kõrvaldada. Karedust kõrvaldatakse nüüdisajal ioniitidega.

**3. III rühma peaalarühma metallid.** Tähtsaim metall on alumiinium. Alumiinium on metallilistest elementidest looduses kõige enam levinud. Suure aktiivsuse tõttu ei leidu teda vabalt, vaid ainult ühenditena savide ja mineraalide koostises. Looduslik alumiiniumoksiid esineb **korundina**. Korund on teemandi järel kõvaduselt teisel kohal, teda kasutatakse lihvimiskäiade, luiskude jt. lihvimisvahendite valmistamiseks. Läbipaistvat punase värvusega korundi nimetatakse **rubiiniks**, sinise värvusega kristalle nimetatakse **safiiriks**. Läbipaistmatuid korundi kristalle nimetatakse **smirgliks** ja seda kasutatakse lihvimismaterjalina (smirgelpaber, -riie). Alumiiniumi tootmise lähteaineks on boksiit ($Al_2O_3 \cdot H_2O$). Rikkalikult leidub looduses alumiiniumi sisaldavaid silikaate. Neid silikaate nimetatakse **alumosilikaatideks**. Alumosilikaatide hulka kuuluvad ka savid.

Alumiinium on hõbevalge läikiv metall. Ta kuulub kergmetallide hulka, on plastiline ja töödeldav: teda venitatakse traadiks ja valtsitakse lehtedeks. Hea elektrijuhtivuse tõttu valmistatakse alumiiniumist elektrijuhtmeid, hea peegeldusvõime tõttu kasutatakse teda peeglite valmistamisel.

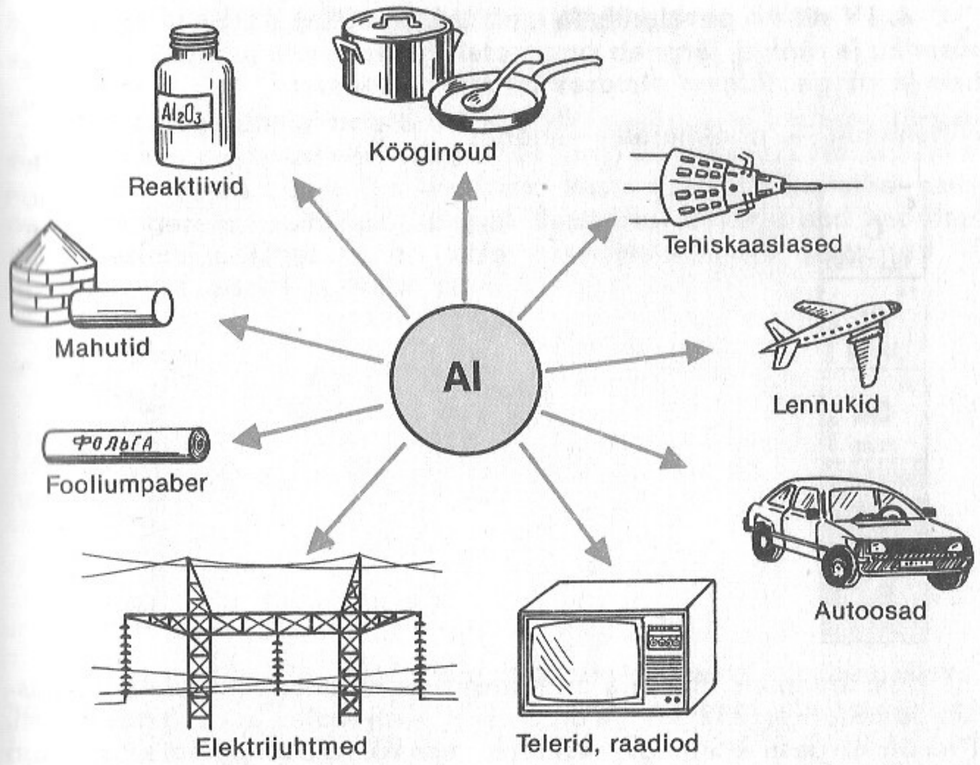
Õhus püsib alumiinium tavalisel temperatuuril muutumatuna, sest ta pind on kaetud õhukese tiheda oksiidikihiga, mis väldib metalli edasist oksüdeerumist.

Alumiiniumoksiid ja -hüdroksiid on amfoteersed. Nad reageerivad leeliste ja hapetega, moodustades sooli:

$$2AlCl_3 + 3H_2O \xleftarrow{6HCl} Al_2O_3 \xrightarrow[3H_2O]{2NaOH} 2Na[Al(OH)_4]$$

$$AlCl_3 + 3H_2O \xleftarrow{3HCl} Al(OH)_3 \xrightarrow{NaOH} Na[Al(OH)_4]$$






Joonis 7.9. Alumiiniumi kasutusalasid.

Kõrgel temperatuuril ühineb alumiinium teiste, temast vähem aktiivsete metallioksiidide koostisse kuuluva hapnikuga. Alumiinium oksüdeerub oksiidiks, metallioksiidist aga redutseerub metall:

$$2Al + Fe_2O_3 = 2Fe + Al_2O_3$$

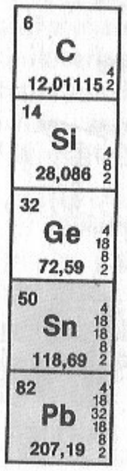
Nimetatud reaktsioonidel vabaneb nii palju soojust, et väljatõrjutud metall sulab. Alumiiniumi omadust teisi metalle nende oksiididest välja tõrjuda kasutatakse **aluminotermias**. Aluminotermia on tähtis menetlus rasksulavate metallide (kroomi, vanaadiumi jt.) tootmisel.

Alumiiniumi ja raudoksiidi segu nimetatakse **termiidiks**. Termiidi põlemisreaktsioonil eralduva soojuse arvel raud sulab, mistõttu termiiti kasutatakse välitingimustes nn. termiitkeevituseks.

Kerguse ja heade mehaaniliste omaduste tõttu kasutatakse alumiiniumi ja tema sulameid laialdaselt auto- ning lennukitööstuses. Duralumiinium (95% Al, ülejäänud Cu, Mg, Mn) on tugev, kerge ja korrosioonikindel sulam, mis mehaaniliste näitajate poolest läheneb terasele.

**4. IV rühma peaalarühma metallid.** Alarühm algab mittemetallide süsiniku ja räniga, järgneb poolmetall germaanium ja lõpeb metallide tina ja pliiga. Rühma ulatuses toimub üleminek:

mittemetall → poolmetall → metall




**Tina.** *Stannum.* Sn. Tina on hõbevalge raskmetall, madala sulamistemperatuuriga (232 °C). Ta on pehme, hästi taotav ja venitatav metall. Tina on kergesti äratuntav, sest tinapulga või -plaadi painutamisel võib kuulda iseloomulikku kriginat, mis on tingitud tinakristallide vastastikusest nihkumisest.

Õhus ja vees on tina püsiv, seepärast tinatatakse raud- ja vaskesemeid, et hoida neid korrudeerumast. Argielust on tuntud tinatatud plekist ämbrid. Tina ei ole mürgine, seepärast hoitakse tinatatud nõudes toiduaineid. Tinatatud plekist (nn. valge plekk) tehakse konservikarpe.

Tina ja plii sulam on jootemetall. Tina ja vase sulamid on tuntud pronksi nime all.

Tina ja väävli ühend tinadisulfiid $SnS_2$ on kuldse värvusega (nimetatakse kassikullaks). Sellega värvitakse paberit ja puitu.

**Plii.** *Plumbum.* Pb. Plii on sinakasvalge värvusega väga pehme raskmetall. Teda võib noaga lõigata ja isegi küünega kriimustada. Plii lõikepind on hõbedane, ent õhus kattub see kiiresti tuhmi oksiidikihiga (PbO).

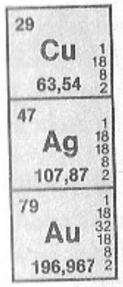
Pliist valmistatakse elektrikaablite kattetorusid ja haavleid. Argielust tunneme pliiakut, mille elektroodid on pliist ja tema ühendeist. Plii sulameid evitatakse jootemetallina, laagrite ja trükitähtede valamiseks. Plii ja tema ühendid on mürgised.

Pliiühendeist valmistatakse õlivärve (oranž pliimennik $Pb_3O_4$) ja kristallklaasi.



## 4. KÕRVALALARÜHMADE METALLE

**1. Vase alarühma metallid.** Perioodilisussüsteemi I rühma kõrvalalarühma moodustavad vask (Cu), hõbe (Ag) ja kuld (Au). Nende aatomite väliskihil on kõigil üks elektron. Vase alarühma metallid paiknevad pingereas vesinikust paremal. Seepärast ei tõrju nad hapetest välja vesinikku. Ühendis on vase oksüdatsiooniaste peamiselt II (harvem), hõbedal I ja kullal III.




**Vask.** *Cuprum.* Cu. Vaske leidub looduses peamiselt ühenditena, näiteks sulfiidina ($Cu_2S$) või rohelise malahhiidina, mis keemiliselt kujutab endast vaskhüdroksiidkarbonaati: $Cu_2(OH)_2CO_3$ ehk $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. Et vaske leidub looduses ka ehedalt, siis kuulub ta vanimate tuntud elementide hulka. Vasemaagist valmistatud vanimad esemed on enam kui 11 000 aastat vanad.

Kuivas õhus on vask püsiv. Niiskes õhus tekib vaskesemete pinnale pruuni või roheka värvusega paatinakiht. Rohekas paatinakiht, mida mõnikord näeme vanadel vaskesemetel, tekib väga aeglaselt. Paatina kujutab endast vaskhüdroksiidkarbonaati.

Vask on punaka värvusega, sepistatav, valtsitav ja traadiks tõmmatav metall. Ta on hea soojus- ja elektrijuht. Kuumutamisel õhus kattub vask musta värvusega vask(II)oksiidi kihiga (CuO).

Aldehüüdid (ka glükoos) redutseerivad vask(II)hüdroksiidi või vask(II)oksiidi punase värvusega vask(I)oksiidiks ($Cu_2O$):

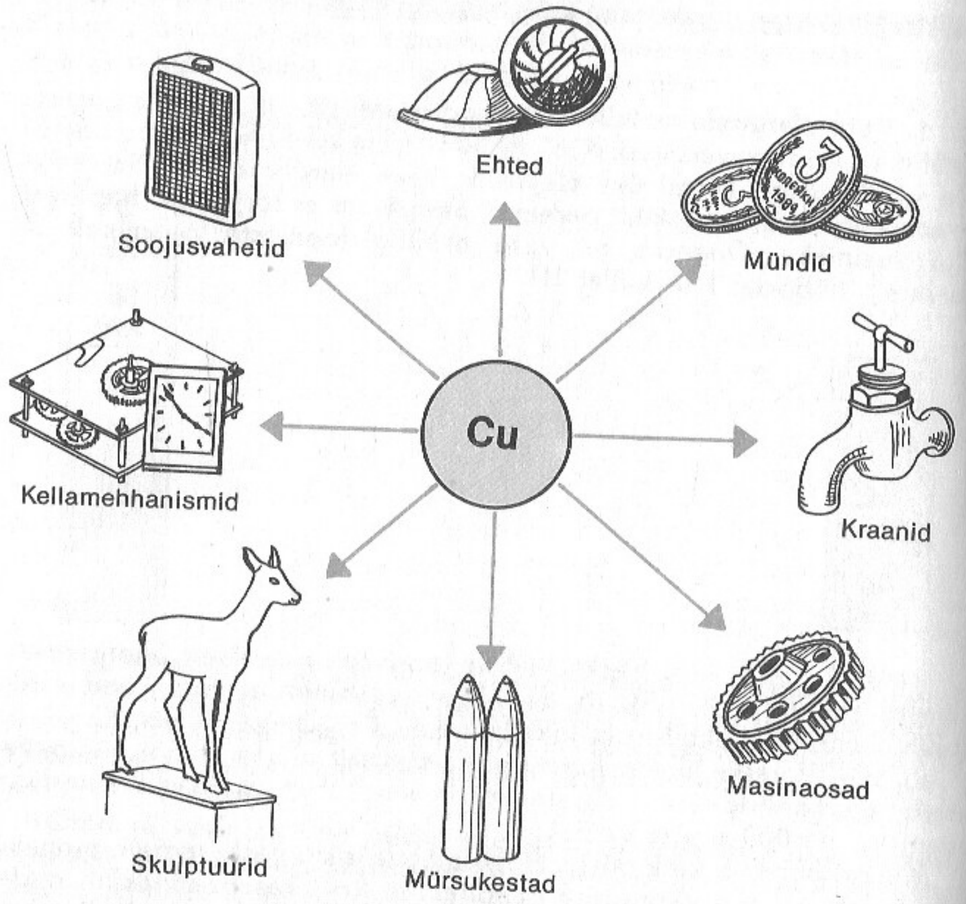
$$HCHO + 2CuO = HCOOH + Cu_2O$$

Selle reaktsiooniga tuvastatakse aldehüüde.

Asukoha tõttu pingereas ei reageeri vask lahjendatud väävel- ega vesinikkloriidhappega. Kuumutamisel kontsentreeritud väävelhappega redutseerub viimane vääveldioksiidiks:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

Vase reageerimisel lahjendatud lämmastikhappega eraldub lämmastikoksiid (NO), kontsentreeritud lämmastikhappe puhul aga lämmastikdioksiid ($NO_2$). Neid reaktsioone rakendatakse keemialaboris lämmastikoksiidide saamiseks.




Joonis 7.10. Vase kasutusalasid.

Suure tähtsusega on mitmesugused vasesulamid. Vase ja tina sulam **pronks** kujunes umbes viis tuhat aastat tagasi peamiseks tööriista-, relva- ja ehtematerjaliks, pannes niiviisi aluse pronksiajale. Mõned pronksiliigid olid väliselt äravahetamiseni sarnased kullaga ning neid hinnati eriti kõrgelt. Juba muistsest ajast on vask olnud tornikella metall. Relvapronksis oli umbes 10% tina. Vase sulam tsingiga — **valgevask** ehk **messing** — on heade mehaaniliste omadustega, hästi valatav ja kergesti töödeldav. Valgevasest tehakse autoradiaatoreid, torujuhtmeid, padrunihülsse, münte, mälestusmedaleid jm. Vask on hea elektrijuht. Elektrijuhtivuselt ületab teda ainult hõbe. Vase ja nikli sulamist **konstantaanist** ning vase, mangaani ja nikli sulamist **manganiinist** tehakse elektritakisteid reostaatide ning mõõteseadmete tarvis. 1-, 2-, 3- ja 5-kopikasi **münte** vermitakse vase ja alumiiniumi sulamist, ülejäänud peenraha alates 10-kopikastest müntidest aga vase ja nikli sulamist. Vaatamata vase punasele värvusele ja suurele vasesisaldusele on enamik vasesulameist hõbevalge värvusega. **Melhioris** on 18—33% niklit, ülejäänud vask. Melhior on hõbedaga sarnanev



ja väga dekoratiivne sulam, millest vermitakse münte, valmistatakse ehteid, kausse, vaagnaid jm. lauatarbeid.

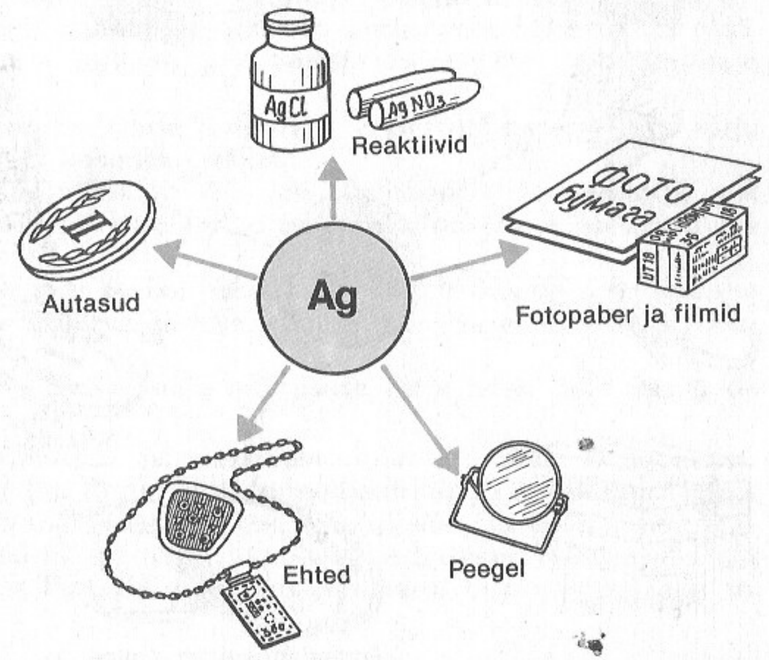
**Hõbe.** *Argentum.* Ag. Hõbe on looduses vähe levinud. Ta on hõbevalge värvusega pehme metall. Hõbe on kõige parema **peegeldusvõimega** metall. Hõbe on parim **elektrijuht**. Mõistetavalt ei kasutata hõbejuhtmeid olmes, vaid ainult seadmetes ja aparaatides, kus on vajalik suur töökindlus. Tehnikas evitatakse suure elektrimahtuvusega hõbe-tsinkakusid.

Hõbe on väärismetall. Hõbedat on juba tuhandeid aastaid kasutatud ehete valmistamiseks. Kuni viimase ajani oli hõbe peamine peeglimetall. Klaasi pinnale redutseeritakse hõbedaühendeist üliõhuke hõbedakiht, mis loomutruult peegeldab ümbrust. Puhtas õhus on hõbe püsiv. Hapetest ei tõrju ta välja vesinikku. Hõbe reageerib kontsentreeritud lämmastikhappega.

Hõbeesemed, eriti hõbelusikad, muutuvad aja jooksul tumedaks, kattudes õhus sisalduva vesiniksulfiidi mõjul **hõbesulfiidiga.**

Tähtsaim hõbedasool on **hõbenitraat** $AgNO_3$, mida meditsiinis rakendatakse söövitava vahendina (põrgukivi). Hõbedasoolade reageerimisel leelisega tekib hõbehüdroksiid, mis laguneb koheselt hõbeoksiidiks ($Ag_2O$). Viimane reageerib aldehüüdide või glükoosiga ning redutseerub seejuures metalseks hõbedaks. Aldehüüd oksüdeerub aga vastavaks karboksüülhappeks. Nimetatud reaktsioon on tuntud **hõbepeegli reaktsiooni** nime all:

$$Ag_2O + HCHO = HCOOH + 2Ag$$




Joonis 7.11. Hõbeda kasutusalasid.

Valgustundlikkuse tõttu valmistatakse hõbedaühendeist filme ja fotopaberit. Ilmuti redutseerib hõbedaühendeist metalse hõbeda. Fotokujutis koosneb metalsest hõbedast.

Hõbenitraati rakendatakse kloriidiooni tõestamiseks. Tekkiv valge värvusega hõbekloriid ei lahustu vees ega hapetes:

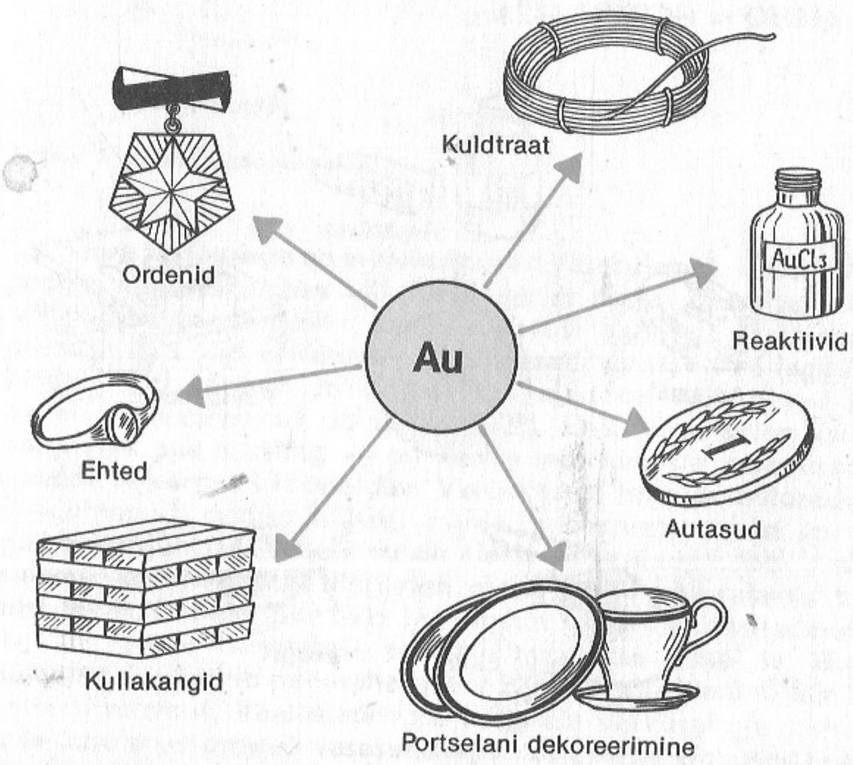
$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Väärismetallina kasutatakse hõbedat ehete, müntide, lusikate jne. valmistamiseks. Eseme hõbedasisaldust iseloomustab proov, mis näitab hõbeda massiosade arvu 1000 massiosas sulamis. Nõukogude Liidus valmistatakse hõbeesemeid prooviga 875 ja 937. Ülejäänud osa sulamist, s. t. vastavalt 125 massiosa ja 63 massiosa 1000 massiosa sulami kohta on tavaliselt vask.

**Kuld.** *Aurum.* Au. Kuld on looduses haruldane. Teda leidub maakoores umbes 20 korda vähem kui hõbedat. Kuld on helekollase värvusega pehme väärismetall. Ta on keemiliselt püsiv. Kuld ei reageeri hapete ja leelistega. Kuningveega saab teda viia lahusesse.

Kuld on valuuta- ja ehtemetall. Korrosioonikindluse, keemilise püsivuse ja hea elektrijuhtivuse tõttu valmistatakse kullast vastutusrikkaid detaile raalides, tehiskaaslastes jm.

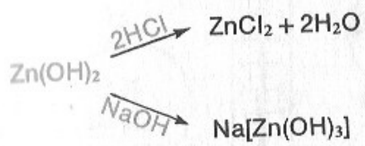
✻ **2. II rühma kõrvalalarühma metallid** on tsink (Zn), kaadmium (Cd) ja elavhõbe (Hg). Need on madala sulamis- ja keemistemperatuuriga raskmetallid, mille keemiline aktiivsus väheneb alarühmas ülalt alla.




Joonis 7.12. Kulla kasutusalasid.



Tsink reageerib kergesti hapete ja leelistega (Zn + hape, kasutatakse laboris vesiniku saamiseks), kaadmium reageerib hapetega aeglaselt, elavhõbe on veelgi passiivsem. Tsingiühendid on amfoteersed:




Tsingi korrosioonikindluse tõttu kasutatakse tsingitud raudplekki, nn. tsinkplekki olmeesemete (ämbrid) ja katusepleki valmistamiseks. Tsingitud torusid kasutatakse veevärgis.

**Elavhõbe.** *Hydrargyrum.* Hg. Elavhõbe on ainus argielust tuntud metall, mis toatemperatuuril on vedel. Ta on kõige raskem vedelik (13 500 kg/m$^3$). Elavhõbedal on suur soojuspaisumine, mis võimaldab tema kasutamist termomeetrites. Elavhõbedaga on teadusajaloos seotud paljud avastused ja aparaatide konstruktsioonid. Varem kasutati mõõtühikutena mitmeid elavhõbedaga seotud suurusi. Näiteks õhurõhku avaldati elavhõbedasamba millimeetrites. Hästi tuntud on ka elavhõbedabaromeeter või vererõhu määramise seade. Tänapäeval vajatakse elavhõbedat kõige rohkem päevavalguslampide, elektrivoolualaldite ja kvartslampide valmistamisel. Viimaseid kasutatakse meditsiinis bakterite hävitamiseks jm.

Elavhõbe moodustab paljude metallidega kergesti sulameid — **amalgaame**. Hõbeamalgaamiga plombeeritakse hambaid. Tardumisel see sulam veidi paisub ja täidab hambaõõne tihedalt.

Vanimaks tuntud elavhõbedaühendiks peetakse erkpunase värvusega **kinaveri**, mis keemiliselt kujutab endast elavhõbesulfiidi HgS. Sellega tegi meie eellane juba esiajaloolisel ajal koopaseintele jooniseid.

Elavhõbe asub metallide pingereas vesinikust paremal ega tõrju seepärast hapetest vesinikku välja.

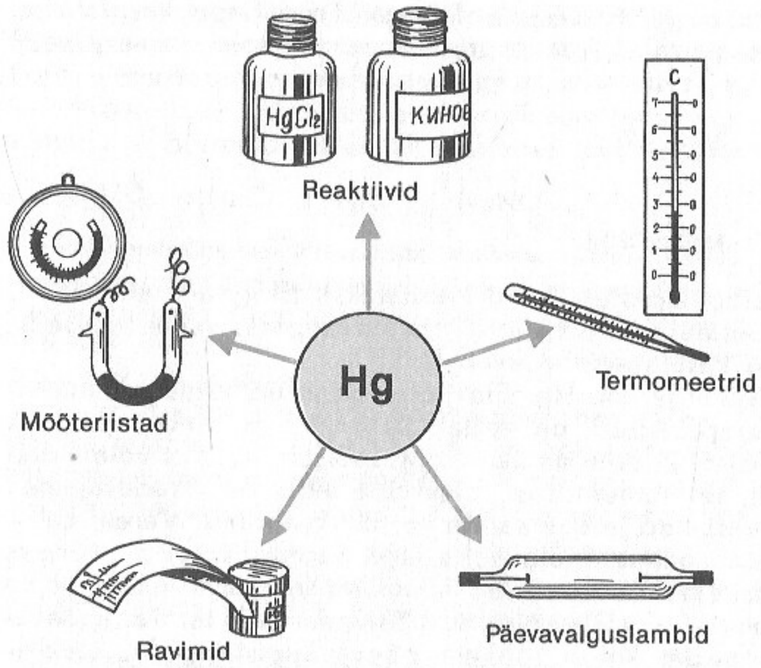
Elavhõbedasooladest on tähtsaim elavhõbe(II)kloriid $HgCl_2$ ehk **sublimaat***. Sublimaati kasutatakse desinfektsiooniks ja nahahaiguste ravil.

Käesoleva sajandi keskel hakati elavhõbedaühendeid rakendama mürkkemikaalina põllumajanduses. Suure mürgisuse tõttu neid enam ei kasutata.

Elavhõbeda ja ta ühendite mürgisuse tõttu tuleb neid käsitseda suure ettevaatusega.

Elavhõbe põhjustab närvisüsteemi häireid, mälu nõrgenemist, peavalu, nõrkust jm. Purunenud termomeetritest, päevavalguslampidest ja taskuarvutite ning elektronkäekellade vanadest minipatareidest satuvad äärmiselt mürgised elavhõbedaühendid elukeskkonda ning võivad esile kutsuda mürgistusjuhtumeid. Et elavhõbe takistab

* Nimetus tuleneb sõnast sublimatsioon. Sublimaat aurustub kuumutamisel, jättes vahele vedela agregaatoleku.




Joonis 7.13. Elavhõbeda kasutusalasid.

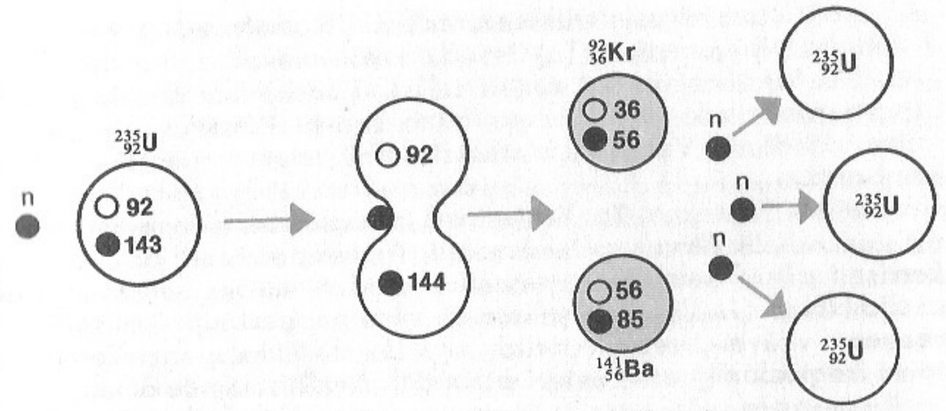
bakterite ja hallitusseente kasvu, lisatakse tema ühendeid laevapõhja värvidele. Elavhõbedasalviga ravitakse välispidiselt naha parasiithaigusi.

✻ **3. III rühma kõrvalalarühma metallid.** Tutvume uraaniga.

**Uraan.** *Uranum.* U. Uraan on aktinoidide hulka kuuluv element. Ta on hõbevalge värvusega ja suure tihedusega radioaktiivne raskmetall. Õhus kattub metalli pind kuldkollase oksiidikihiga, mis hiljem tumeneb. Keemiliselt on uraan väga aktiivne.

Tuntakse mitmeid uraani isotoope. Tuumaenergeetika seisukohalt on tähtsaim uraan-235. 1939. a. avastati uraani aatomi tuuma jagunemine aeglaste neutronite mõjul kaheks. Uraanituuma lagunemisel eraldub veel 2—3 neutronit, millest igaüks võib esile kutsuda ühe uraanituuma lagunemise. Nii kasvab vabanevate neutronite ja lõhustuvate uraani aatomite arv laviinitaoliselt — kulgeb uraani lagunemise ahelreaktsioon (joonis 7.14). Ahelreaktsioonil vabanevat hiigelenergiat on kasutatud nii sõjatööstuses kui ka rahuotstarbeliselt (aatomireaktoris elektrienergia saamiseks). Tuumareaktoris moodustuvad uraani lagunemissaadustena mitmesugused tseesiumi, strontsiumi, joodi jt. elementide radioaktiivsed isotoobid. Tšernobõli avarii puhul pihkus neid ümbrusse. Isotoopidest üks ohtlikumaid on radioaktiivne jood-131. Väga tühiselt leidub uraani merevees, graniidis, fosforiidis, kivisöes jm. Uraaniühendeid esineb eesti põlevkivis ja fosforiidis.






Joonis 7.14. Uraani lagunemise ahelreaktsioon.

✻ **4. IV rühma kõrvalalarühma metallid.** Siia kuuluvad titaan (Ti), tsirkoonium (Zr) ja hafnium (Hf). Nende metallide aatomite välisel elektronkihil on kõigil 2 elektroni ja eelviimasel kihil 10 elektroni. Ühendeis on elementide oksüdatsiooniaste tavaliselt IV. Kõik need metallid on rasksulavad ja kõrge keemistemperatuuriga. Metallide tihedus muutub alarühma piires järsult: titaan on kergmetall, ülejäänud aga raskmetallid. Nad kõik on keemiliselt passiivsed ja korrosioonikindlad.

**Titaan.** *Titanum.* **Ti.** Titaan on looduses levinumaid elemente. Maakoores on ta elementide levimuselt 9. kohal. Titaan on kergmetall, kuid rasksulav. Rauast on ta ligi kaks korda kergem. Titaan on hõbevalge värvusega metall. Toatemperatuuril on ta keemiliselt püsiv. Niiskes õhus, merevees ja lämmastikhappes on ta roostevabast terasest püsivam.

Nimetatud omaduste tõttu on titaan konstruktsioonimaterjal lennuki- ja laevaehituses. Titaani suur tugevus, korrosiooni- ja temperatuurikindlus võimaldab tema rakendamist kosmoseaparaatides, rakettides, lennukites ja allveelaevades. Ülehelikiirusega reisilennukeis on tuhandeid titaanist valmistatud detaile. 1964. a. püstitati Moskvasse NSVL Rahvamajanduse Saavutuste Näituse lähedale kosmosehõlvajate auks obelisk, mis on kaetud peegelsiledate titaanplaatidega. Titaanisulamite kergus võimaldab suurendada lennukite ja tehiskaaslaste kandevõimet. Külmas ei muutu titaan hapraks nagu enamik teisi metalle, seepärast kasutatakse teda külmikuis ja igipakase aladel töötavais seadmeis.

Titaani tähtsaim ühend on titaandioksiid $TiO_2$. See on parim valge värvi pigment ning argielus tuntud titaanvalge nime all. Võrreldes teiste valgete värvidega on titaanvärvid parema peegeldus- ja kattevõimega ning pikemaealised. Värvipind säilitab hästi läiget ega pragune nii kergesti kui pliivärvidel. Titaanvärvidega värvitakse puitu, metalli, riiet ja nahka. Titaandioksiidist valmistatakse valget emaili, kautšuki töötlemisel titaandioksiidiga saadakse valge värvusega kummit.

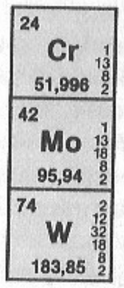
**5. V rühma kõrvalalarühma metallid.** Siia kuuluvad vanaadium (V), nioobium (Nb) ja tantaal (Ta). Need on rasksulavad, suure kõvadusega keemiliselt väheaktiivsed raskmetallid. Vanaadiumi kasutatakse eriteraste tootmisel, sest ta suurendab terase kõvadust, tugevust ja kulumiskindlust. Vanaadiumterasest valmistatakse mootori põlemiskambreid.

**Tantaal.** *Tantalum.* **Ta.** Tantaal on looduses haruldane element. Ta on sinakashalli värvusega raskmetall. Toatemperatuuril on metall erakordselt püsiv, sest ta on pinnalt kaetud õhukese, ent väga tiheda oksiidikihiga ($Ta_2O_5$). Tantaalisse ei toimi happed ega leelised. Ta ei reageeri väävel-, vesinikkloriid- ega lämmastikhappega. Temasse ei toimi isegi kuningvesi. Tantaal parendab metallisulamite omadusi.

Kroomnikkelteras muutub tantaali mõjul plastilisemaks ja paremini töödeldavaks. Tantaali ja volframi sulam säilitab kõvaduse ning tugevuse laias temperatuuripiirkonnas: peaaegu absoluutsest nullist kuni 2000 °C. Niisugustest sulamitest tehakse raketimootorite põlemiskambreid ja tehiskaaslaste osi. Tantaal on väga kulumiskindel. Saamaks ühtlase läbimõõduga tehiskiudu või langevarjusiidi, tõmmatakse neid läbi kindla suurusega düüside. Düüsimaterjal peab olema vastupidav ja mittekuluv, et tema avauste läbimõõt niiditõmbamisel ei suureneks. Varem kasutati selleks kulla ja plaatina sulamit, nüüd asendab seda aga edukalt tantaal.

Tantaali omapäraks on tema bioloogiline kokkusobivus elusorganismiga. Tantaal võib kasvada organismi kudedesse ilma neid ärritamata. Seepärast evitatakse teda kirurgias.

**6. Kroomi alarühma metallid.** Kroomi alarühma elemendid kroom (Cr), molübdeen (Mo) ja volfram (W) moodustavad perioodilisussüsteemi VI rühma kõrvalalarühma. Nende aatomite välisel elektronkihil on üks või kaks elektroni. Ühendeis on elementide oksüdatsiooniaste tavaliselt II kuni VI.




Lihtainetena esinevad kroomi alarühma elemendid hõbevalge värvusega, rasksulavate ja suure kõvadusega metallidena. Kroom on kõige kõvem metall. Kroomiga saab kergesti kriimustada klaasi. Volfram kuulub rasksulavate ja kõrge keemistemperatuuriga metallide hulka. Volframil ja molübdeenil on küllalt kõrge elektrijuhtivus.

Keemiliselt on kroomi alarühma metallid väheaktiivsed. Erinevalt peaalarühma metallidest reas Cr→Mo→W metallide keemiline aktiivsus väheneb. Õhus püsivad need metallid muutumatutena, samuti ei



reageeri nad toatemperatuuril veega. Kroom ja tema alarühma elemendid on püsivad õhu ja hapniku suhtes. Niisugune passiivsus on seletatav metalli pinnal oksiidse kaitsekelme olemasoluga. Kuumutamisel õhus või hapnikus need metallid põlevad, moodustades oksiidi üldvalemiga $EO_3$.

Kroomi alarühma metalle rakendatakse laialdaselt nüüdisaegses tehnikas. Enam kui 80% metallitoodangust kulub legeeritud teraste ja sulamite saamiseks. Kroomi lisand suurendab terase kõvadust, tugevust ja korrosioonikindlust, molübdeen suurendab elastsust ja volfram rasksulavust. Roostevaba ja happekindel teras peab sisaldama vähemalt 13% kroomi. Kulumis-, korrosioonikindlaid ja dekoratiivseid kroomitud pindu kasutatakse auto- ja lennukiehituses.

**Kroom.** *Chromium.* **Cr.** Kroom on hõbevalge, rasksulav, habras ja väga kõva metall. Tavalisel temperatuuril on kroom õhus ja vees püsiv, kõrgel temperatuuril (2000 °C) põleb ta hapnikus kroom(III)oksiidiks ($Cr_2O_3$). Metallide pingereas paikneb kroom tsingi ja raua vahel, seepärast reageerib ta lahjendatud hapetega.

Tähtsamad kroomi oksiidid on $Cr_2O_3$ ja $CrO_3$. Kroom(III)oksiid ehk dikroomtrioksiid ($Cr_2O_3$) on rohelise värvusega kristalne aine, mis leiab rakendamist roheliste värvide ja rohelise klaasi valmistamisel.

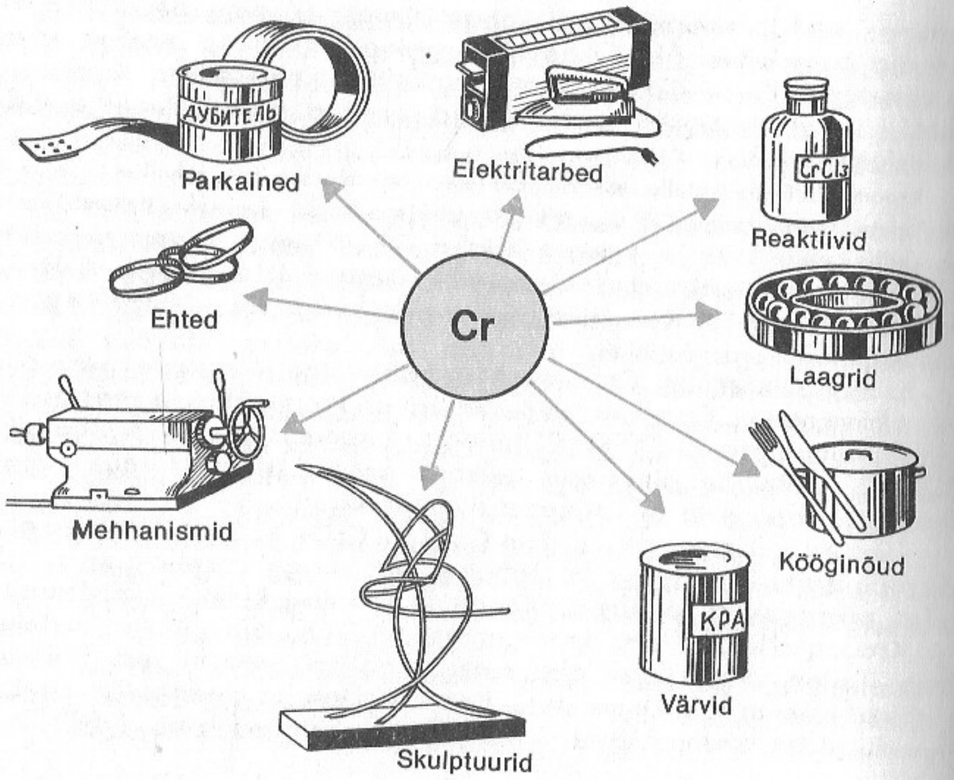
Kroom(VI)oksiid ehk kroomtrioksiid ($CrO_3$) on punane kristalne aine. Ta on väga tugev oksüdeerija: paljud orgaanilised ühendid süttivad temaga kokkupuutes. Kroom(VI)oksiid reageerib veega, moodustades kroomhappe ($H_2CrO_4$) ja dikroomhappe ($H_2Cr_2O_7$):

$CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$ sool $K_2CrO_4$ kaaliumkromaat
$2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$ sool $K_2Cr_2O_7$ kaaliumdikromaat

Kaaliumkromaati ja -dikromaati rakendatakse laboris reaktiivina, tuletikutööstuses, pürotehnikas ja fotograafias. Nende ainete käsitsemisel tuleb arvestada, et nad on mürgised. Kromaadid ja dikromaadid on tugevad oksüdeerijad. Puidu immutamisel kromaate sisaldava lahusega muutub viimane mittesüttivaks ja püsivaks mitmesuguste bakterite, seente ning putukate suhtes, seepärast rakendatakse kromaatide lahuseid konservandina. Kroomiühendite lahustega immutatud puit säilib pinnases kauem ning on püsiv seenhaiguste vastu. Niisugune puit on ka rasksüttiv. Kroomiühenditega töödeldakse riidekangaid enne värvimist. Kroomkaaliummaarjas on aga ammu tuntud nahaparkimisainena. Sellega pargitud nahk ei pundu vees ja on vastupidav paindele ning kulumisele. Nahk on tugev, ilusa läikega ja mugav kanda. Kroomiühenditega pargitud nahka nimetatakse kroomnahaks.

Kroom on lahutamatult seotud roostevabade teraste loomisega. Keemia-, toiduaine- ja ravimitööstuses on kroomterasest aparatuurid. Kroomterasest tehakse olmeseadmeid, nuge, kahvleid ja lusikaid. Kroomi ja nikli sulameist on tuntuimad **nikroom** ja **kroomnikkel**, millest valmistatakse elektripliitide, triikraudade jt. soojusseadmete küttespiraale.

Kroomilisand muudab terase kõvaks ja korrosioonikindlaks (roostevaba teras). Kroomterast kasutatakse tööriista- ja relvaterasena. Kroomitud pind on kulumisele ja




Joonis 7.15. Kroomi kasutusalasid.

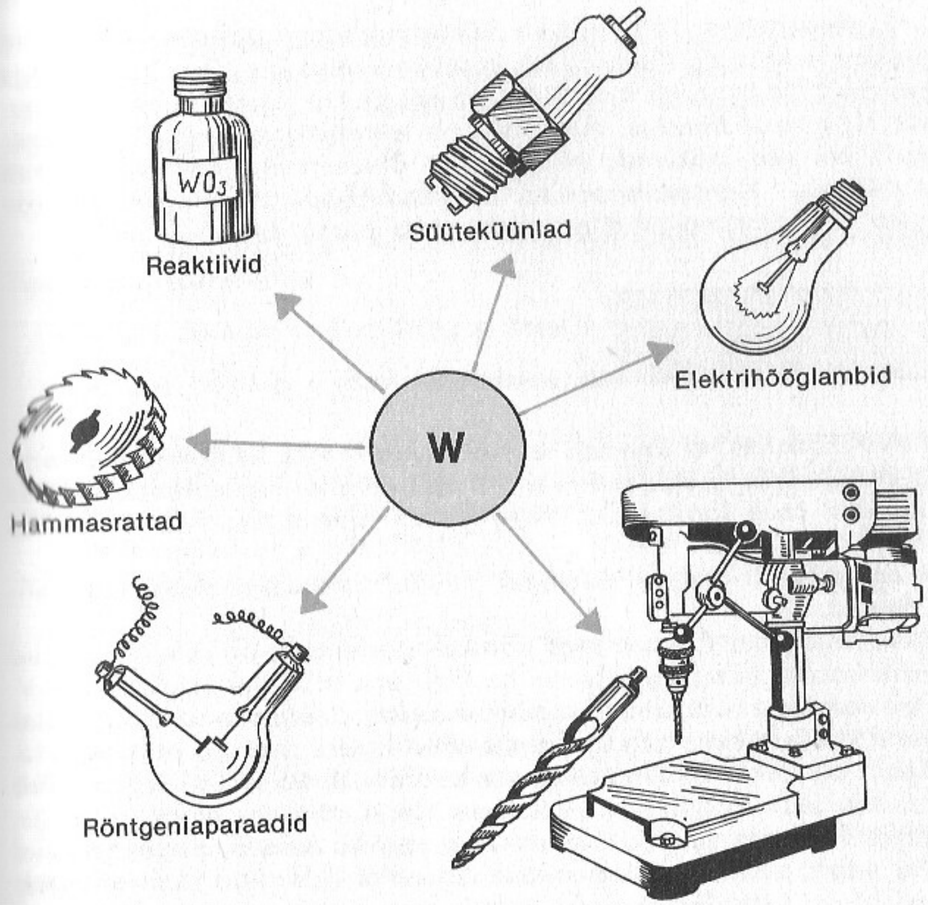
korrosioonile vastupidav ning väga dekoratiivne. Seepärast rakendatakse elektrolüütilist kroomimist auto-, lennuki- ja aparaadiehituses. Kroomitakse autoiluliiste, käekellakorpusi, kunsti- ja olmeesemeid.

**Molübdeen.** *Molybdenum.* **Mo.** Molübdeen on looduses vähe levinud element. Ta on hõbevalge rasksulav raskmetall. Molübdeen kuulub korrosiooni-, kuumakindlate ja soomusteraste koostisse. Enamik metalle paisub soojendamisel tunduvalt. Erandiks on molübdeen, millel on väike paisumistegur. Molübdeenisulameist valmistatakse elektriahjude küttespiraale, mis taluvad temperatuuri üle 2500 °C. Elektrihõõglambis kinnitatakse volframtraadist hõõgniit molübdeentugedele.

Et molübdeen on perioodilisussüsteemi VI rühma metall, siis moodustab ta kõrgeima oksüdatsiooniastmega oksiidi, mille valem on $MoO_3$. Nii nagu vääveltrioksiidile $SO_3$ vastab väävelhape $H_2SO_4$, vastab ka molübdeentrioksiidile hape — molübdeenhape $H_2MoO_4$, mille sooli nimetatakse molübdaatideks, näiteks ammooniummolübdaat $(NH_4)_2MoO_4$.

**Volfram.** *Wolframium.* **W.** Volfram on helehall raskmetall. Ta on kõige kõrgema sulamistemperatuuriga (3400 °C) metall. Õhus on volfram püsiv ja alles kõrgemal temperatuuril ühineb ta õhuhapnikuga, andes volframtrioksiidi $WO_3$. Volframtrioksiidile vastab volframhape






Joonis 7.16. Volframi kasutusalasid.

$H_2WO_4$, mille sooli nimetatakse volframaatideks ($Na_2WO_4$ — naatriumvolframaat).

Volframist on valmistatud elektrihõõglampide hõõgniit. Ühest kilogrammist volframist saab hõõgniite mitmekümnele tuhandele elektrilambile. Elektrilambi põlemisel on volframhõõgniidi temperatuur kuni 2500 °C. Enamik teisi metalle sel temperatuuril juba sulab.

Sajandivahetusel avastati volframi võime suurendada sulamite kõvadust. Volframit sisaldav tööriistateras on heade lõikeomadustega. Seda rakendatakse metallide lõikamisel. Lõiketerade valmistamiseks kulub nüüdisajal enamik volframi maailmatoodangust. Volfram kuulub relvametallide koostisse. Volframterasest relvaraud on püsivad püssirohu plahvatusel tekkinud gaasidele. Volframisulameist tehakse tankisoomust, lennuki- ja automootoriosi, tööriistu. Auto süüteküünaldes on volframkontaktid.

Erakordsete omadustega on volframi ja süsiniku ühend volframkarbiid WC. See on peaaegu teemandi kõvadusega ja väga kuumakindel materjal. Volframkarbiidist ja koobaltist valmistatakse pobediiti, millest omakorda tehakse lõiketerasid ja puuriotsi kõvade kivimite puurimiseks. Pobediidist instrumendiga lõigatakse klaasi.

**7. Rauatriaad.** VIII rühma kõrvalalarühmas asuvad elemendid kolmekaupa kõrvuti. Rauatriaadi kuuluvad raud (Fe), koobalt (Co) ja nikkel (Ni). Rauatriaadi metallidel on kõrge keemis- ja sulamistemperatuur ning suur tihedus. Nad kõik on ferromagnetilised. Toatemperatuuril on nad püsivad. Niiskuse ja õhuhapniku koosmõjul raud korrodeerub. Kontsentreeritud lämmastikhape tekitab metallide pinnale oksiidikelme ning muudab need passiivseks.

| 26 | 27 | 28 |
|---|---|---|
| Fe 2 14 8 2 | Co 2 15 8 2 | Ni 2 16 8 2 |
| 55,847 | 58,933 | 58,71 |

**Raud.** *Ferrum.* **Fe.** Ehedalt leidub rauda Maale langenud meteoriitides. Maakoores leidub rauda ainult ühenditena. Rauaühendeid, mida kasutatakse raua tootmiseks, nimetatakse rauamaakideks. Tähtsamad neist on järgmised.

**Magnetiit** ehk magnetrauamaak ($Fe_3O_4$) on must kristalne magnetiline ühend.

**Punase ja pruuni rauamaagi** põhikomponendiks on raud(III)oksiid ehk diraudtrioksiid ($Fe_2O_3$).

Rauamaakide töötlemisel saadakse **malmi**. See on rauasulam, milles on üle 2% süsinikku ning lisandina väävlit, räni, fosforit jt. elemente.

Raud on läikiv hallikasvalge raskmetall. Raud on plastiline. See võimaldab teda valtsida ja sepistada. Raud tõmbub magneti külge. Keemiliselt puhas raud on püsiv vee ja õhu suhtes. Tavaline raud (malm, teras), mis sisaldab mitmesuguseid lisandeid, korrodeerub niiskes õhus, kattudes keeruka koostisega rauaroostega.

Kõrgel temperatuuril oksüdeerub raud õhus või hapnikus triraudtetraoksiidiks ($Fe_3O_4$), veest (veeaurust) aga tõrjub välja vesinikku:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4 \qquad 3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

Raua asukohast pingereas järeldub, et ta on keskmise aktiivsusega metall ning tõrjub hapetest välja vesinikku. Kontsentreeritud väävelhape ja lämmastikhape oksüdeerivad rauda, seejuures moodustub raua pinnale oksiidikiht, mis väldib metalli kokkupuudet happega. Seepärast kasutatakse kontsentreeritud väävelhappe ja kontsentreeritud lämmastikhappe säilitamisel ning transportimisel raudtaarat.
Tähtsamad rauaühendid.

**Raud(III)oksiid ehk diraudtrioksiid** $Fe_2O_3$ on punakaspruuni värvusega kristalne aine. Ta kuulub punase ja pruuni rauamaagi koostisse. Raud(III)oksiidi kasutatakse rauamenniku, ookri või muumia nime all maalrivärvide ja mitmesuguste poleerimispulbrite valmistamiseks.

**Triraudtetraoksiid** $Fe_3O_4$ on musta värvusega kristalne aine, mida tekitatakse kunstlikult raudesemete pinnale nn. tagikihina, et kaitsta rauda korrosiooni eest. Triraudtetraoksiidi kasutatakse magnetofonilintide, ferriitantennide, tugevate püsimagnetite ja termiitsegu valmistamisel.



**Raud(II)hüdroksiid** $Fe(OH)_2$ on valge kristalne aine, mis tekib raud(II)soolade reageerimisel leelistega. Õhus seismisel oksüdeerub see kiiresti raud(III)hüdroksiidiks, seepärast on raske saada puhast, valge värvusega $Fe(OH)_2$.

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$$

**Raud(III)hüdroksiidi** $Fe(OH)_3$ tekkimist võib avaldada järgmise reaktsioonivõrrandiga:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Viimane kujutab endast hüdratiseeritud raud(III)oksiidi ($Fe_2O_3 \cdot nH_2O$).

**Raud(II)sulfaat-vesi (1/7)** $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ on tuntud ka raudvitrioli nime all. Seda kasutatakse taimekahjurite tõrje- ja puidukonserveerimisvahendina ning värvide valmistamisel.

**Raudvesinikkarbonaat** $Fe(HCO_3)_2$ moodustub looduslikesse vetesse raudkarbonaadi reageerimisel süsinikdioksiidiga:

$$FeCO_3 + CO_2 + H_2O = Fe(HCO_3)_2$$

Vette satub ta peamiselt torustikust vees lahustunud süsinikdioksiidi korrodeeriva toime tõttu. Raudvesinikkarbonaat on vees lahustuv, vee keetmisel ta laguneb ning keedunõu sisepinnale moodustub pruunika värvusega, raud(III)oksiidi sisaldav katlakivikiht.

**Raud(III)kloriid** $FeCl_3$ on pruunika värvusega kristalne, väga hügroskoopne ühend. Ta on levinumaks raud(III)soolaks. Meditsiinis rakendatakse raud(III)kloriidi lahust verejooksu tõkestajana väiksemate haavade puhul.

**Raud(III)ioonide tõestamine.** Raud(III)ioonide ($Fe^{3+}$) tõestamiseks lahuses kasutatakse kaalium- või ammooniumtiotsüanaati, mille reageerimisel moodustub lahusesse vähedissotsieeruv punase värvusega raud(III)tiotsüanaat:

$$FeCl_3 + 3KSCN = Fe(SCN)_3 + 3KCl$$

**Rauasulamid.** Rauasulami omadusi mõjutab oluliselt süsinikusisaldus. Rauasulamit, milles on alla 2% süsinikku, nimetatakse teraseks, kui süsinikusisaldus on 2—5%, siis on tegemist malmiga. Kõrvuti süsinikuga sisaldub terases ja malmis veel lisandina väävlit, räni, fosforit, mangaani jt. elemente.

**Eriterased** ehk legeeritud terased sisaldavad lisandina **mangaani, kroomi, niklit, molübdeeni, volframit** jt. metalle. Kroomilisand muudab terase korrosioonikindlaks ja suurendab kõvadust. Mo ja W suurendavad terase kuumakindlust, võimaldamaks tema rakendamist sisepõlemismootorites. Ni suurendab terase sitkust ja vähendab soojuspaisumist, sellepärast valmistatakse sellest sulamist mõõteriistade osi; Cr ja Ni koos suurendavad terase kõvadust ning püsivust keemilistele mõjutustele. Mn muudab terase kulumiskindlaks, seepärast valmistatakse mangaanilisandiga terasest raudteerööpaid.

Raua, nikli ja süsiniku sulamil **platiniidil** on niisama suur temperatuuri joonpaisumistegur kui plaatinal ja klaasil. Seda sulamit saab joota klaasiga kokku nagu plaatinagi. Raua ja nikli sulam **invar** ei paisu soojendamisel peaaegu üldse.

**Nikkel.** *Niccolum.* **Ni.** Nikkel on hõbevalge, nõrgalt kollaka helgiga läikiv metall. Toatemperatuuril on ta õhus ja vees püsiv, seepärast kaitstakse niklikihiga metalle korrosiooni eest.

Nikkeloksiid NiO ja niklisoolad on rohelise värvusega.

Niklit rakendatakse katalüsaatorina. Nikkelkatalüsaatoril hüdrogeenitakse vedelaid rasvu tahkeks (margariini saamisel). Nikliühendeid kasutatakse raudnikkelakus.

Tähtsamad niklisulamid on **invar, platiniit** ja **melhior**. Nikli ja kroomi sulam **nikroom** ja kroomi ning alumiiniumi sulam **kromaal** on suure elektrilise takistusega, neist valmistatakse elektriahjude ja -pliitide kütteelemente.

**8. Plaatinametallid.** Perioodilisussüsteemi VIII rühma kõrvalalarühmas on rauatriaadi all kaks kolmeelemendilist rida plaatinametalle. Ruteenium (Ru), roodium (Rh), pallaadium (Pd), osmium (Os), iriidium (Ir) ja plaatina (Pt) on hõbevalged rasksulavad raskmetallid. Plaatinametallid koos kulla ja hõbedaga moodustavad väärismetallide rühma. Tähtsaim plaatinametall on plaatina.

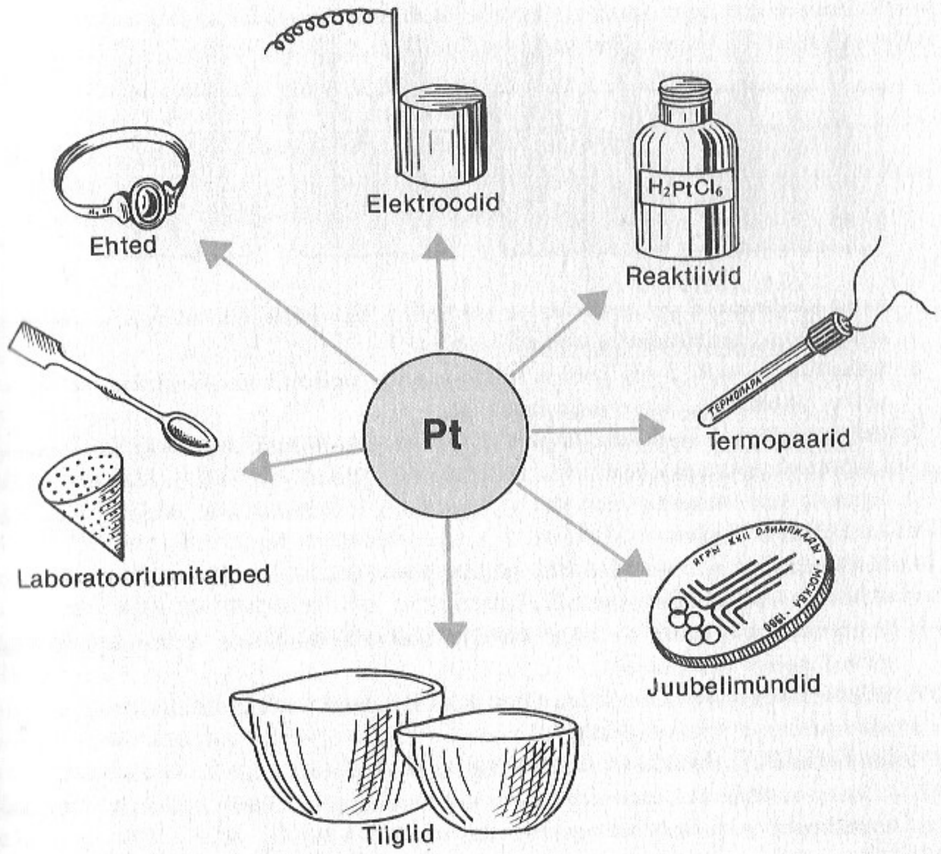
| | | |
|---|---|---|
| 44 Ru 101,07 — 1, 15, 18, 8, 2 | 45 Rh 102,9055 — 1, 16, 18, 8, 2 | 46 Pd 106,4 — 0, 18, 18, 8, 2 |
| 76 Os 190,2 — 2, 14, 32, 18, 8, 2 | 77 Ir 192,22 — 2, 15, 32, 18, 8, 2 | 78 Pt 195,09 — 1, 17, 32, 18, 8, 2 |

**Plaatina.** *Platinum.* **Pt.** Plaatina on väärismetall, mis looduses on vähe levinud. Ta on kullast kallim.

Plaatina on hõbevalge rasksulav raskmetall. Õhus, vees ja hapetes on plaatina püsiv. Ta reageerib vaid kuningveega.

Plaatinast valmistatakse laborinõusid ja elektroode. Plaatina ja iriidiumi sulamist valmistati arhiivimeeter ja -kilogramm, mis olid mõõtühikute etalonideks enne SI kehtestamist. Plaatinametallidest termopaaridega mõõdetakse kõrgeid temperatuure. Plaatina on aktiivne katalüsaator. Ammoniaagi oksüdatsioonil plaatinametallidest katalüsaatoril saadakse lämmastikoksiide, millest omakorda toodetakse lämmastikhapet. Vääveldioksiid oksüdeerub plaatinakatalüsaatoril vääveltrioksiidiks. Nüüd kasutatakse vääveldioksiidi oksüdeerimiseks odavamat vanaadiumkatalüsaatorit.

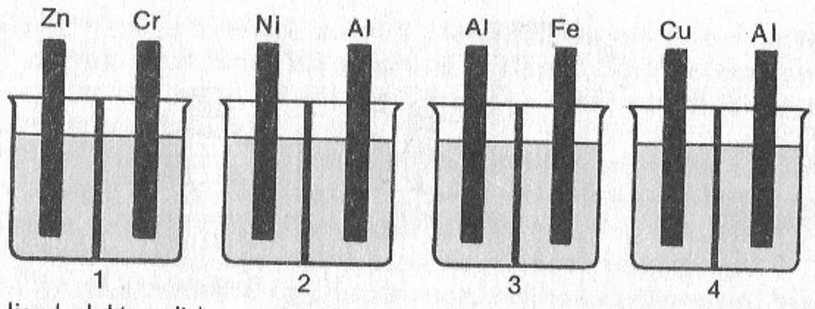





Joonis 7.17. Plaatina kasutusalasid.

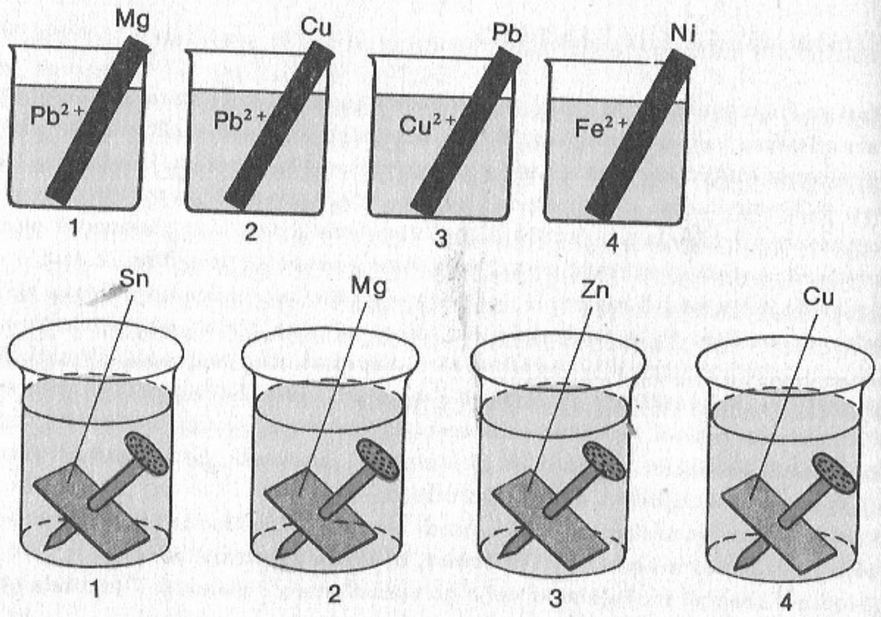
## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Vastata järgmistele küsimustele: a) Mis metall on kõige rasksulavam ja milleks teda rakendatakse valgustustehnikas; b) kus kasutatakse kergsulavaid metalle elektrotehnikas ja elektrimajapidamisseadmeis; c) milliseid kergmetalle kasutatakse ehituses ja lennunduses; d) nimetada metalle, mis sulavad keevas vees, inimkeha temperatuuril, küünla leegis (800 °C); e) nimetada 2 metalli, mis värvuselt oluliselt erinevad teistest värvilistest metallidest; f) milline metall kriimustab klaasi?
2. Reastada järgmised 5 metalli ja vesinik pingeritta, tuginedes järgmistele andmetele: a) raud ei tõrju tsinki lahusest välja, b) vask tõrjub elavhõbedasoolade lahusest elavhõbeda välja, c) vask ei tõrju hapetest välja vesinikku, d) raud tõrjub hapetest välja vesiniku, e) hõbe ei reageeri elavhõbeda soolade lahustega.
3. Põhjendada, milline metall korrodeerub elektrokeemilise korrosiooni tingimusis, kui metalli kaitsekiht on rikutud: a) vasetatud raudplekk, b) hõbetatud vaskese, c) kroomitud raudplekk, d) kullatud hõbesõrmus?
4. Kahjuritõrjeks valmistatakse vasksulfaadi lahust. Põhjendada, kas valmistamiseks võib tarvitada a) tsingitud plekist ämbrit, b) tinatatud plekist ämbrit.
5. Järgmisel skeemil on kujutatud nelja galvaanielemendi skeemid. Otsustada a) mil-




lised elektroodid on anoodiks ja katoodiks, b) millise galvaanielemendi elektromotoorjõud on suurim ja millisel väikseim?

6. Katseklaasi valati 3 ml vett ja niisama palju petrooleumi ning asetati siis sinna väike liitiumitükk. Kirjeldada toimuvat.
7. Rahvameditsiinis ravitakse hingamisteede haigusi nn. soodaauruga. Selle saamiseks lisatakse keeva vette lusikatäis söögisoodat. Teades, et naatriumvesinikkarbonaat laguneb juba temperatuuril 100 °C, eraldades süsinikdioksiidi, anda seletus soodaauru koostisosadest.
8. Põhjendada, kas võib a) sooda lahust valmistada alumiiniumnõus, b) hapendada alumiiniumnõus kapsaid või kurke?
9. On antud vasktraaditükk. Kirjeldada, kuidas võiks keemilise reaktsiooni abil saada sellest peent vaskpulbrit.
10. Elektrijuhtme materjalina evitatakse nii alumiiniumi kui ka vaske. Miks ei soovitata neid juhtmeid otseselt kokku ühendada?
11. Kuidas eristada naatriumkloriidi ja -karbonaadi lahuseid lakmuspaberi abil?
12. Miks on teekannus katlakivikiht pruunika värvusega? Millised on katlakivi peamised koostisosad ja millest on nad moodustunud?
13. Järgmisel joonisel on skemaatiliselt kujutatud erinevate metallitükkide asetamine soola lahustesse. Põhjendada, millistel juhtudel kulgevad keemilised reaktsioonid ja kirjutada ioonireaktsiooni võrrandid.






14. Lahjendatud happe lahuses on raudnael kontaktis mingi teise metalliga. Põhjendada, millisel juhul korrodeerub raud, millisel juhul teine metall ja otsustada, millal korrosiooniprotsess on kõige kiirem ja millal kõige aeglasem.
15. Kas tsingitud plekist nõus võib keeta õunakisselli? Põhjendada.
16. Lennukis on neetühendused tehtud alumiiniumneetidega. Miks?
17. Aastaid kasutusel olnud televisiooniantennid murduvad katki sealt, kus alumiiniumtoru on liidetud raudpoldi või -klambriga. Anda seletus.

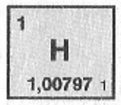
# VIII. MITTEMETALLID JA NENDE ÜHENDID

**1. Mittemetallide aatomi ehituse iseärasused ja asetus perioodilisussüsteemis.** Lihtained jagunevad metallideks ja mittemetallideks. Mittemetallid erinevalt metallidest: juhivad halvasti elektrit ja soojust, tahked mittemetallid on haprad ega ole sepistatavad. Mitmetel mittemetallidel võib aga esineda vähem või rohkem metallide tunnuseid, metallidel aga mittemetallide tunnuseid. Lihtained, millel on ühiseid omadusi nii mittemetallide kui ka metallidega, kuuluvad poolmetallide hulka.

**Mittemetallide erinevad omadused** on põhjustatud nende aatomite ehituse iseärasustest. Mittemetalliliste elementide aatomitel on võrreldes metalliaatomitega suhteliselt väiksemad raadiused. Mittemetalliliste elementide aatomite välises elektronkihis on enam kui kolm elektroni ning nad liidavad elektrone — redutseeruvad, olles ise oksüdeerijad.

**Mittemetalliliste elementide asetus perioodilisussüsteemis** on määratud nende aatomi ehitusega. Perioodides vasakult paremale kasvavad elementide mittemetallilised omadused. Rühmades kasvavad elementide mittemetallilised omadused alt üles. Märgitust tulenevalt paiknevad mittemetallilised elemendid perioodilisussüsteemis kolmnurgana paremal üleval. Perioodilisussüsteemis väärisgaaside rühma ees asetsevad tüüpilised mittemetallilised elemendid — halogeenid. Väärisgaasidele järgnevad aga tüüpilised metallilised elemendid — leelismetallid. Ka vesinik on mittemetall, kuigi ta o.-a. on I nagu on metallidelgi. Koos väärisgaasidega on mittemetallilisi elemente kokku 19. Mittemetallilised elemendid moodustavad lihtaineid, mis esinevad gaasidena ($O_2$, $H_2$, $N_2$, $Cl_2$, $F_2$), või tahkeid aineid (C, Si, S, $I_2$, B). Broom on vedel mittemetall. Tüüpiliste mittemetallide reageerimisel metallidega moodustuvad ioonilise sidemega ühendid. Ühtede mittemetallide reageerimisel teistega tekivad aga kovalentse polaarse sidemega ühendid ($H_2O$, HCl, $NH_3$, $CH_4$, $CO_2$, $C_6H_6$). Mitmed mittemetallid moodustavad vesinikuga gaasilisi aineid ($CH_4$, $NH_3$, $H_2S$) või vedelikke ($H_2O$, $C_6H_6$). Mittemetallide hapnikuühendid on tavaliselt happelised ($SO_2$, $SO_3$, $NO_2$, $CO_2$, $P_4O_{10}$), mõnedel juhtudel ka neutraalsed (CO, NO) oksiidid. Järgnevalt esitame ülevaate mittemetallidest perioodilisussüsteemi rühmade alusel.

Vesinik:



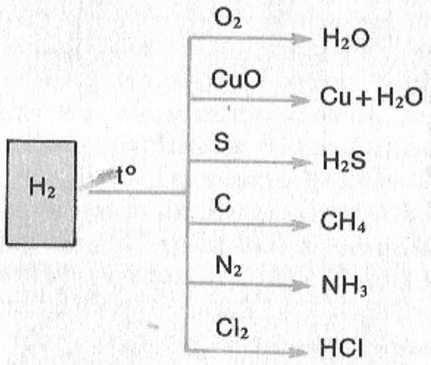

**2. Vesinik, H.** Vesinik on ainuke element perioodilisussüsteemis, millel pole kindlat kohta. Ühendite analoogiat arvestades ($H_2O$ — $Li_2O$; HCl — KCl) paigutas D. Mendelejev ta I rühma peaalarühma. Vesiniku o.-a. on ühendites I nagu leelismetallidelgi. Molekuli sarnase ehituse tõttu sobib aga vesinik halogeenide rühma.

Vesiniku aatomituumas on ainult üks prooton ning elektronkattes vaid üks elektron: H: +1/1). Tingituna sellisest aatomi ehitusest algab perioodilisussüsteem vesinikuga.

Vesinikku leidub looduses lihtainena atmosfääri kõrgkihtides, kuid ka vulkaanilistes gaasides ning väheselt maagaasi koostises. Laiemalt on levinud vesiniku ühendid, millest tähtsamad on vesi ja orgaanilised ühendid.

Vesinik lihtainena esineb kaheaatomiliste molekulidena, $H_2$. Tuntakse vesiniku isotoope: a) harilik vesinik ehk **prootium**, $^1_1H$, b) raskvesinik ehk **deuteerium**, $^2_1H$ ehk D ning c) üliraskvesinik ehk **triitium**, $^3_1H$ ehk T. Triitium on radioaktiivne. Deuteeriumi sisaldavat vett ($D_2O$) tuntakse raskvee nime all. Raskvett leidub looduslikes vetes, eriti aga merevees. Raskvesi pidurdab bioloogilisi protsesse.

Vesinik on kõige kergem gaas. Tal pole värvust, lõhna ega maitset, vees lahustub halvasti, kuid hästi mõnes metallis (näiteks pallaadium). Suure soojusjuhtivuse tõttu jahtuvad kuumad kehad vesinikus 6—7 korda kiiremini kui õhus. Vesiniku redutseerivad omadused avalduvad kõrgel temperatuuril. Toatemperatuuril on vesinik väheaktiivne. Reaktsioonid monovesinikuga (atomaarse vesinikuga) kulgevad aga energiliselt juba madalal temperatuuril. Vesiniku keemilistest omadustest annab ülevaate järgmine skeem:

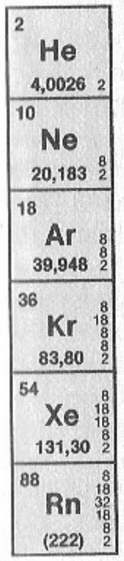



Vesinikku kasutatakse ammoniaagi ja vesinikkloriidhappe tootmisel ning orgaanilises sünteesis (metanooli, $CH_3OH$ süntees, rasvade hüdrogeenimine jm.). Metallimaakidest redutseeritakse vesinikuga



metalle: $CuO \xrightarrow{H_2} Cu + H_2O$. Vesiniku kõrge temperatuuriga leeki kasutatakse metallide keevitamisel ja lõikamisel. Kerguse tõttu täidetakse vesinikuga stratostaate.

Väärisgaasid:




**3. Väärisgaasid.** Väärisgaasid on perioodilisussüsteemi VIII rühma peaalarühma elemendid: He (heelium), Ne (neoon), Ar (argoon), Kr (krüptoon), Xe (ksenoon) ja Rn (radoon). Keemilise inertsuse tõttu nimetati neid varem inertgaasideks. Väärisgaaside suurt keemilist püsivust põhjustab nende aatomite väliskihi täituvus maksimaalse arvu elektronidega — 8 elektroniga (oktett). Seetõttu on sealt elektrone raske loovutada. Väärisgaaside aatomid ei ühine ka omavahel molekulideks, mistõttu nende molekulid on üheaatomilised.

Käesoleval ajal on aga saadud väärisgaaside rühma viimaste liikmete ühendeid, nimelt elektrone hästi siduvate elementidega nagu fluor ($KrF_2$, $XeF_2$). Esimest neist rakendatakse fluorimisel aktiivse reagendina, teine leiab rakendamist tugeva oksüdeerijana. Ksenooni oksiidid ($XeO_3$ ja $XeO_4$) on rakendatavad lõhkeainetena.

Väärisgaasid kuuluvad püsivate koostisosadena õhu koostisse, kust neid vedela õhu fraktsioneerimisel ka saadakse. Väärisgaaside avastamise eest õhus sai inglise teadlane W. Ramsay 1904. a. Nobeli keemiapreemia. Seejuures olgu märgitud, et He oli spektraalanalüüsi teel juba varem (1868. a.) avastatud Päikesel, kus ta tekib termotuumareaktsioonil, mis on Päikese energia peamiseks allikaks.

Lihtainena on väärisgaasid toatemperatuuril gaasilises olekus. Rn on radioaktiivne ja moodustub teiste elementide (U ja Th) radioaktiivsel lagunemisel.

Väärisgaaside kasutamine põhineb nende keemilisel inertsusel. Vedelat heeliumi kasutatakse peamiselt jahutusvedelikuna madalate

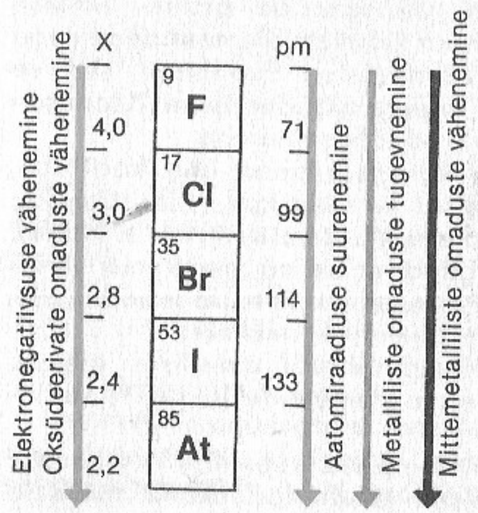
temperatuuride saamiseks. Heeliumi ja argooni kasutatakse inertse keskkonnana metallide keevitamisel ja lõikamisel, samuti luminestsentslampides. Argooni koos lämmastikuga kasutatakse elektrihõõglampide täiteks. Reklaamtorudes rakendatakse aga neooni, argooni jt. väärisgaase, mis suletuna torusse ja elektrivoolu läbijuhtimisel helenduvad erinevate värvitoonidega. Radooni kasutatakse radioteraapias. Radioaktiivse saastatuse piirkondades moodustub keskkonda radooni sellistes kogustes, mis kahjustab organisme olulisel määral.

✻ **4. Halogeenid.** Halogeenide hulka kuuluvad perioodilisussüsteemi VII rühma peaalarühma elemendid: F, Cl, Br, I ja At (astaat). Halogeenide aatomite välisel elektronkihil on seitse elektroni. Kuus neist on paardunud, üks aga paardumata.

**Molekuli ehitus ja füüsikalised omadused.** Fluor, kloor ja broom on tüüpilised mittemetallid, joodil on aga ka metallidele iseloomulikke omadusi (on tahke, metalse läikega ning võib ühendites esineda metallilise elemendina). Astaadi metallilised omadused on veelgi tugevamad — ta on radioaktiivne poolmetall. Halogeenide füüsikalised omadused muutuvad rühmas tuumalaengu suurenemise suunas seaduspäraselt: keemistemperatuur ja tihedus suurenevad, agregaatolek muutub gaasist tahkeni ($F_2$ ja $Cl_2$ — gaasid, $Br_2$ — vedelik, $I_2$ — tahke), värvus muutub heledamast tumedamaks ($F_2$ — helekollane, $Cl_2$ — kollakasroheline, $Br_2$ — punakaspruun ja $I_2$ — hallikasmust).

Joodile on omane nn. **sublimatsiooninähe.** Tahke jood võib vedelat olekut vahele jättes joodiauruks muutuda ning see taas vahetult tahkeks kondenseeruda. Sublimatsiooni kasutatakse lisandite eraldamiseks joodist.

Halogeenid esinevad kaheastmeliste molekulidena nii gaasilises ($F_2$,$Cl_2$), vedelas ($Br_2$) kui ka tahkes ($I_2$ molekulvõre) olekus.




Joonis 8.1. Halogeenide omaduste muutumine rühmas.

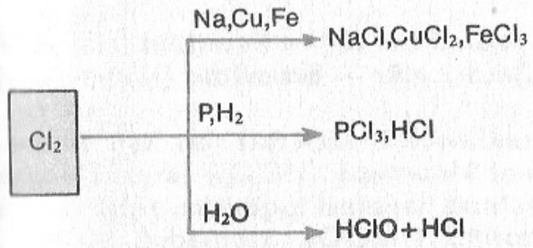


**Keemilised omadused.** Välise elektronkihi sarnasus tingib sarnasust ka halogeenide keemilistes omadustes. Kõik halogeenid on vabas olekus tugevad oksüdeerijad. Oksüdeeriv toime, nii nagu elektronegatiivsuski, väheneb suunas $F_2 \rightarrow I_2$. Selles järgnevuses tõrjub iga halogeen temale järgneva halogeeni ühenditest välja:

$$Cl_2 + 2Br^- = Br_2 + 2Cl^- \qquad Br_2 + 2KI = 2KBr + I_2$$

Kõik halogeenid moodustavad metallidega soolasid (siit halogeenide nimetus — soolatekitajad): KBr, $CuCl_2$, $CaF_2$, AgI. Vesinikuga tekivad vesinikhalogeniidid HF, HCl, HBr, HI, mille vesilahused on happed. Ühendites metallide ja vesinikuga on halogeenide o.-a. —I. Seejuures esimesel juhul esineb ühendites iooniline, teisel juhul aga kovalentne polaarne side.

Halogeenide keemilistest omadustest annab kloori näitel ülevaate järgmine skeem:




Kloori juhtimisel vette moodustub osaliselt tema vesilahus — **kloorivesi**, $Cl_2$, ühtlasi toimub aga ka reaktsioon, mille käigus tekib, nagu skeemis märgitud, kaks hapet. Hüpokloorishape, HClO on ebapüsiv ja laguneb monohapnikuks ja vesinikkloriidiks: $HClO \rightarrow HCl + O$. Monohapniku oksüdeerival toimel põhinebki kloori kasutamine pleegitamisel (paber, riie) ning joogivee kloorimisel.

Suure keemilise aktiivsuse tõttu halogeene looduses vabalt ei leidu.

**Nii kloriid-, bromiid- kui ka jodiidioonide reaktiiviks on hõbeioniid:** hõbenitraadi lahuse lisamisel moodustub esimesel juhul valge (AgCl), teisel juhul kollakas (AgBr) ja jodiidiooni puhul kollane (AgI) sade. Jodiidiooni määramiseks võib kasutada ka plii-ioone (lisatakse näiteks $Pb(NO_3)_2$ lahust). Moodustub **$PbI_2$** kollane sade. **Vaba joodi tehakse kindlaks lahjendatud tärkliskliistriga**, mis värvib joodi siniseks.

**Halogeenide kasutamise** valdkond on väga lai. Fluori kasutatakse plastmassi — fluoroplasti tootmisel (teflonnõud), kloori — vesinikkloriidhappe, kloriidide, lahustite, mürkkemikaalide, värvainete jm. tootmisel. Metaani halogeenderivaati — diklorodifluorometaani kasutatakse freooni nime all aerosoolpakendites pihustusvedelikena, samuti külmutusagendina külmkappides. Broomi kasutatakse värvainete valmistamisel, broomiühendeid (AgBr) filmilintide ja fotopaberi tootmisel. Bromiide (NaBr) vajatakse meditsiinis rahustina, joodi radioaktiivset isotoopi kilpnäärme raviks, joodi 2—10%-list alkohol-

lahust aga jooditinktuurina. Fluoriidiühendite vaeguse korral rikastatakse nendega joogivett, et vältida hambasööbija teket. Fluori reageerimisel vesinikuga saadakse seni võimalikest üks kõrgemaid temperatuure, mille juures sulavad kõik metallid.

Nii nagu halogeenide endi omadused, nii muutuvad seaduspäraselt tuumalaengu ja iooniraadiuse muutumise määral ka halogeenühendite — **halogeniidide** — omadused. Halogeenide ioonilaengu suurenemisel suunas $F^- \rightarrow I^-$ suureneb vesinikhalogeniidides ioonidevaheline kaugus, mis põhjustab dissotsiatsiooniastme suurenemist. **HI** on järelikult kõige tugevam, **HF** aga kõige nõrgem hape, kuid kõige sööbivamate omadustega. Ta söövitab isegi klaasi, mistõttu leiab kasutamist kirjade ja mustrite kandmisel klaasile. Vesinikfluoriidhape on väga mürgine.

**HCl** vesilahust, mida nimetatakse **vesinikkloriid- ehk soolhappeks**, kasutatakse kloriidide, värvainete, ravimite, sünteetilise kautšuki jm. tootmisel. Maomahlas sisalduval vesinikkloriidhappel on suur tähtsus seedimisprotsessis.

Vesinikhalogeniidhapete soolad on: **HF — fluoriidid** ($NaF$, $CaF_2$), **HCl — kloriidid** ($NaCl$, $KCl$, $CaCl_2$), **HBr — bromiidid** ($NaBr$, $AgBr$) ja **HI — jodiidid** ($NaI$, $ZnI_2$).

Halogeenide hapnikkusisaldavatest hapetest on tuntud peale hüpokloorishappe ($HClO$) veel kloorhape ($HClO_3$) ja perkloorhape ($HClO_4$). Viimane on kõigist tuntud hapetest tugevaim. Nende hapete soolad on vastavalt hüpokloritid ($NaClO$), kloraadid ($KClO_3$ — kaaliumkloraat ehk Berthollet' sool) ja perkloraadid ($KClO_4$). Kõik need soolad on tugevad oksüdeerijad.

Fluori leidub looduses sulapao, $CaF_2$, fluorapatiidi, $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ jt. mineraalide koostises. Kloori sisaldavatest mineraalidest on olulisemad kivisool ($NaCl$) ja sülviin ($KCl$). Hulgaliselt leidub kloori kloriididena merevees. Broom esineb broomsülviniidi ($KBr$) ja mitmete merevees sisalduvate bromiidide koostises (näiteks $MgBr_2$). Joodi leidub merevetikates ning naftapuuraukude vees (näiteks $MgI_2$-na). Halogeenidest toodetakse kõige enam kloori ja seda peamiselt leelismetallide kloriidide elektrolüüsil.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Põhjendage a) väärisgaaside, b) vesiniku kuuluvust mittemetallide hulka.
2. Millest saadakse tööstuses valdav kogus vesinikku ja milleks seda peamiselt kasutatakse?
3. Kuidas teha kindlaks happelist keskkonda? Mis seda põhjustab?
4. Iseloomustage keemilist sidet halogeenide molekulides.
5. Iseloomustage keemilist sidet halogeenide ühendites a) metallide, b) mittemetallidega.
6. D. I. Mendelejevi keemiliste elementide perioodilisussüsteemi kasutades näidake, milline on keemiliselt kõige aktiivsem mittemetall.
7. Kuidas tõestatakse a) joodi, b) jodiidiooni?



* * *

8. Koostage reaktsioonivõrrandid vesiniku keemiliste omaduste kohta ning põhjendage vesiniku redutseerivat toimet neis reaktsioonides.
9. Koostage reaktsioonivõrrandid vesiniku saamise kohta a) leelismetalli reageerimisel veega, b) leelismuldmetalli reageerimisel veega, c) vee elektrolüüsil.
10. Koostage vesiniku, fluori ja kloori aatomite elektronskeemid.
11. Iseloomustage reaktsioonivõrrandite abil halogeenide erinevat aktiivsust.
12. Reaktsioonivõrrandit kasutades selgitage kloorivee desinfitseerivat ja pleegitavat toimet.
13. Koostage reaktsioonivõrrandid vesinikkloriidi saamise kohta a) tööstuses, b) laboris.
14. Tehke kindlaks kloriid- ja jodiidioonide esinemine antud lahustes.

Kalkogeenid:

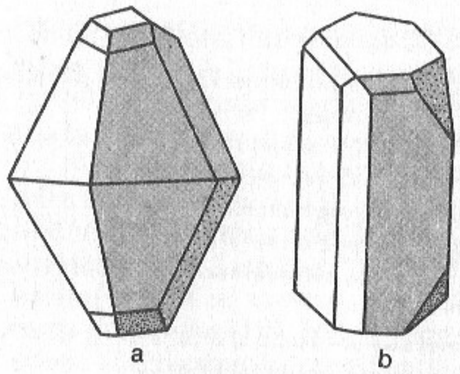
| | | |
|---|---|---|
| 8 | O | 15,9994 |
| 16 | S | 32,064 |
| 34 | Se | 78,96 |
| 52 | Te | 127,60 |
| 84 | Po | (210) |

**5. Kalkogeenid.** Kalkogeenideks (kreeka keeles — maagitekitajad) on perioodilisussüsteemi VI rühma peaalarühma elemendid: O, S, Se (seleen), Te (telluur) ja Po (poloonium). Kõigi kalkogeenide aatomite välisel elektronkihil on 6 elektroni, kusjuures kaks neist on paardumata.

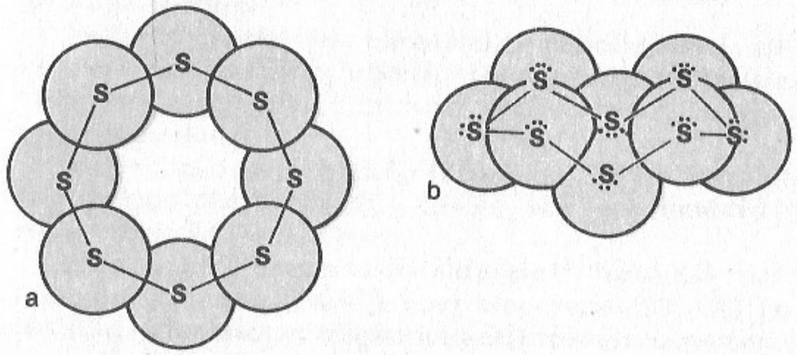
**Molekuli ehitus ja füüsikalised omadused.** Kalkogeenide aatomite tuumalaeng ja aatomiraadiused suurenevad suunas O → Po. Samas suunas suurenevad metallilised omadused ning reduktsioonivõime, mittemetallilised omadused ja elektronegatiivsus aga vähenevad. Nii on O, S ja Se lihtainena mittemetallid, Te poolmetall, kuid Po juba metall. Siin avaldub seaduspärane muutus rühmas: mittemetall → poolmetall → metall.

Suunas O → Po tõusevad kalkogeenide keemis- ja sulamistemperatuur ning suureneb tihedus.

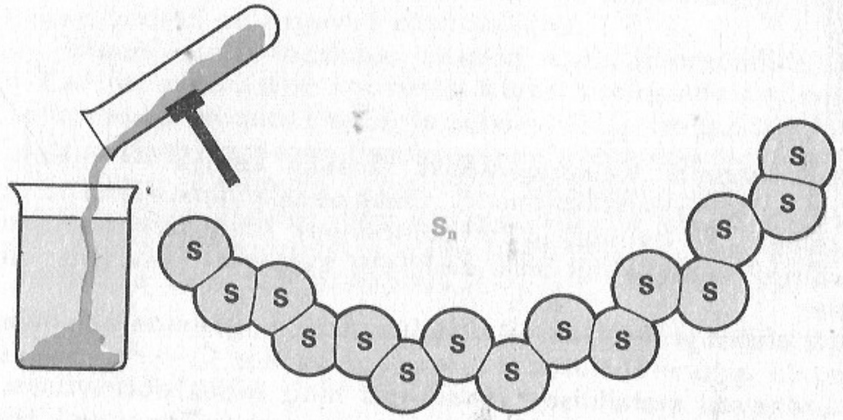
Kalkogeenidel esineb allotroopseid teisendeid. Hapnikul on tähtsamad: monohapnik (O), dihapnik ($O_2$) ja trihapnik ($O_3$). Hapniku allotroopia on tingitud aatomite erinevast arvust molekulis. Kõik need teisendid, eriti aga O ja $O_3$ on väga tugevad oksüdeerijad. Väävli




Joonis 8.2. Rombilise (*a*) ja monokliinse (*b*) väävli kristallid.




Joonis 8.3. Väävli tsüklilised molekulid $S_8$ pealt- (*a*) ja kõrvaltvaates (*b*).




Joonis 8.4. Fragment plastilise väävli hiidmolekulist.

allotroopiat põhjustab kristallstruktuuride erinevus. Väävli püsival teisendil — **rombilisel** väävlil, samuti aga **monokliinsel** väävlil (joonis 8.2 ) on kristallivõre sõlmedes molekulid $S_8$ (joonis 8.3 ). Neil teisenditel esineb seega molekulvõre. Amorfne, närimiskummina veniv **plastiline** väävel on väävli kolmandaks teisendiks. See kujutab endast katkenud $S_8$ tsükliliste molekulide liitumisel moodustunud polümeeri



$S_n$ (joonis 8.4). Väävliaurudes esinevad molekulid $S_8$ kuni S. Allotroopsed teisendid on ka seleenil.

**Keemilised omadused.** Kalkogeenide aatomite välise elektronkihi struktuur võimaldab neil ühendites oksüdatsiooniastmeid —II kuni VI. Hapnik on üks tugevamaid oksüdeerijaid ($X_O = 3,5$). Ta tingib ka teiste elementide esinemiskuju, sest reageerib otseselt peaaegu kõigi lihtainetega (v. a. plaatina, kuld, halogeenid ja väärisgaasid). Hapnikuühendite tüüpvalemid on esitatud tabelis 8.2.

**Tabel 8.2.**

**Hapnikuühendite tüüpvalemid.**

| Rühm | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Üldvalem | $E_2O$ ($E_2O_2$, $EO_2$) | $EO$ | $E_2O_3$ | $EO_2$ | $E_2O_5$ | $EO_3$ | $E_2O_7$ | $EO_4$ |
| Näited | $Li_2O$ ($Na_2O_2$, $KO_2$) | CaO | $Al_2O_3$ | $CO_2$ | $N_2O_5$ | $SO_3$ | $Mn_2O_7$ | $OsO_4$ |

Hapnikust tugevam oksüdeerija on vaid fluor, mille elektronegatiivsus on 4,0. Oksüdatsioonireaktsioonid hapnikuga on tavaliselt eksotermilised ning seejuures tekivad oksiidid. Üksnes reaktsioon fluoriga on endotermiline ning tekkivas ühendis on hapnikul erandlikult positiivne o.-a. Sel põhjusel on erinev ka hapnikdifluoriidi kirjutuskuju: $OF_2$.

Teiste kalkogeenidega moodustab hapnik kaks oksiidi $EO_2$ ja $EO_3$, näiteks väävliga vääveldi- ja -trioksiidi: ($SO_2$ ja $SO_3$). Neis reaktsioonides on hapnik oksüdeerija, väävel aga redutseerija. Väävli o.-a. on neis oksiidides vastavalt IV ja VI. Kalkogeenide oksiididele, mis on happelised, vastavad happed:

$EO_2 — H_2EO_3$ $\qquad$ $EO_3 — H_2EO_4$

$SO_2 — H_2SO_3$ $\qquad$ $SO_3 — H_2SO_4$

Reaktsioonides metallidega on kalkogeenid oksüdeerijaks: $2Na + S = Na_2S$. Oksüdeerijaks on kalkogeenid ka reaktsioonides vesinikuga: $H_2 + S = H_2S$. Kalkogeenvesinike happeline iseloom kasvab suunas $H_2O \rightarrow H_2Po$.

Ühendites mittemetallidega on kalkogeenidel valdavalt polaarne kovalentne side.

Kalkogeenide vesinikuühenditest on tähtsamateks vesi, $H_2O$, divesinikperoksiid, $H_2O_2$ ja divesiniksulfiid, $H_2S$. Viimase vesilahus on divesiniksulfiidhape, samuti valemiga $H_2S$. Selle nõrga happe soolad kannavad sulfiidide nimetust — $Na_2S$, FeS jt.

**Väävelhappe oksüdeeriv toime.** Hapnikku sisaldavatest kalkogeenide hapetest on tähtsaimaks **väävelhape**, $H_2SO_4$. Väävelhape on veest ligi kaks korda raskem õlitaoline vedelik. Vees lahustumisel moodus-

tab ta hüdraate (lahus soojeneb). **Väävelhappe lahjendamisel valatakse alati hapet vette, aga mitte vastupidi!** Väävelhape dissotsieerub valdavalt I astmes:

$$H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^- = H^+ + SO_4^{2-}$$

Lahjendatud väävelhape reageerib tüüpilise happena metallide, aluseliste oksiidide, aluste ja sooladega. Kontsentreeritud väävelhape on tugev oksüdeerija. Ta oksüdeerib nii metalle kui ka mittemetalle. Neil reaktsioonidel ei teki vesinikku, vaid väävel oksüdatsiooniastmega VI redutseerub kuni $SO_2$, vaba väävli või $H_2S$-ni, näiteks:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

$$C + 2H_2SO_4 = 2H_2O + CO_2 + 2SO_2$$

Kontsentreeritud väävelhappel esineb orgaaniliste ühendite suhtes dehüdraativ toime — ta seob neist vesiniku ja hapniku, kusjuures järele jääb süsinik söe kujul.

Väävelhappe soolad — sulfaadid — leiavad rahvamajanduses laialdast kasutamist. Tähtsamad neist on: $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — kaltsiumsulfaat-vesi(1/2) ehk kips (ehituskipsi tootmise lähteaine); $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — naatriumsulfaat-vesi(1/10) ehk glaubrisool (sooda tootmisel, meditsiinis lahtistina); $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — vasksulfaat-vesi(1/5) ehk vaskvitriol (taimekahjurite tõrjevahend); $AlKSO_4 \cdot 12H_2O$ — alumiiniumkaaliumsulfaat-vesi(1/12) ehk maarjas (värvimistööstuses, meditsiinis).

**Sulfaatioonide reaktiiviks on baariumioonid:** $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4$ (valge sade, mis ei lahustu $HNO_3$ ega HCl toimel).

**Kasutamist** leiavad kalkogeenidest eriti hapnik ja väävel. Hapnikku vajatakse nii aeglasteks (hingamine), kui ka kiireteks oksüdeerumisprotsessideks (põlemine, plahvatus). Tuntud on näiteks hapniku (helesinised balloonid) kasutamine koos atsetüleeniga (valged, punase pealdisega balloonid) keevitamisel. Traditsioonilistele kasutusaladele on tänapäeval lisandunud hapnikumetallurgia ja raketimootorid, kus oksüdeerijaks on vedel hapnik. Vedela hapnikuga immutatud pulbriline süsi või turvas on tugev lõhkeaine (oksülikviidid), mida rakendatakse karjääride ja tunnelite rajamisel. Hapnikusisaldusega õhku kasutatakse meditsiinis südame- ja kopsuhaiguste ravil. Õhu hapnikusisaldus püsib hapnikuringe toimel stabiilsena. Äratarvitatud hapnikukoguse taastavad fotosünteesireaktsioonid. Hapnikku toodetakse vedela õhu fraktsioneerimisel.

Väävlit vajab kõige enam (umbes 50% toodangust) väävelhappetööstus. Rohkesti (25%) läheb väävlit ka kaltsiumvesiniksulfiti valmistamiseks, mida kasutatakse tselluloositööstuses. Väävlit kasutatakse veel kautšukist kummi valmistamisel, taimekaitsevahendite, mürkkemikaalide, tuletikkude jm. valmistamisel. Väävlit saadakse tema looduslikest ühenditest (püriit jt.) ning eheda väävli lademetest. Seleeni ja telluuri peamiseks kasutusvaldkonnaks on pooljuhttehnika (fotoeksponomeetrid, fotoelemendid, teleriekraanid jm.).



## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Põhjendage, miks hapnik, väävel ja seleen lihtainena on mittemetallid.
2. Kuidas kalkogeenide oksüdatsiooni- ja reduktsioonivõime on seotud nende elektronegatiivsusega?
3. Millest on põhjustatud a) hapniku, b) väävli allotroopia?
4. Millise hapniku omadusega on seotud vesiniksideme moodustumine vees?
5. Vesinikperoksiid (vesinikülihapend) $H_2O_2$ laguneb järgmise võrrandi kohaselt: $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O$. Millel põhineb vesinikperoksiidi rakendamine meditsiinis ja pleegitamisel (blondeerimisel)?
6. Milles seisneb väävli redutseerimine reageerimisel vesinikuga ja oksüdeerumine hapnikuga?
7. Koostage kalkogeenide aatomite elektronskeemid.
8. Tooge reaktsioonivõrranditena näiteid a) metallide (Na, Ca, Fe) ja b) metalloksiidide reageerimise kohta veega.
9. Kirjutage reaktsioonivõrrandid järgmiste väävliühendite saamise kohta: $H_2S$, $Na_2S$, FeS, $SO_2$, $SO_3$, CuS, $H_2SO_4$.
10. Koostage reaktsioonivõrrandid sulfaatiooni tõestamise kohta a) väävelhappes, b) naatriumsulfaadis.
11. Esitage reaktsioonivõrrandite abil näiteid a) lahjendatud, b) kontsentreeritud väävelhappe keemiliste omaduste kohta.
12. Milline keemilise sideme liik esineb järgmistes ainetes: $H_2O$, $H_2S$, $S_8$, $S_n$, $SO_2$, $K_2S$?
13. Kirjutage pöörduva reaktsiooni võrrandina $SO_2$ oksüdeerumine $SO_3$-ks ja viimase lagunemine lähteaineteks. Millises suunas nihkub selle eksotermilise reaktsiooni tasakaal a) rõhu tõstmisel ja alandamisel, b) temperatuuri alandamisel ja tõstmisel, c) $SO_2$ või $O_2$ kontsentratsiooni tõstmisel või alandamisel?
14. Koostage järgmised reaktsioonide võrrandid, märkige oksüdeerija ja redutseerija ning mis oksüdeerub ja mis redutseerub: $Fe + S =$; $Cu + H_2SO_4$ (konts.) $=$ (tekivad sool, vesi ja vääveldioksiid);

$$CH_3OH \xrightarrow[kat.]{O_2} HCHO \xrightleftharpoons{CuO} HCOOH$$

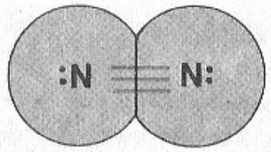
**6. Penteelid.** Penteelideks nimetatakse V rühma peaalarühma elemente: N, P, As (arseen), Sb (antimon) ja Bi (vismut). Nimetus „penteelid" tähistab nimetatud elementide kuulumist V rühma (kreeka keeles „pentele" — viis). Penteelide aatomite välises elektronkihis on viis elektroni, millest kaks on paardunud.

**Penteelid lihtainena, nende füüsikalised omadused.** Aatomite tuumalaengu ja raadiuse suurenemise suunas (N → Bi) tugevnevad ka penteelide metallilised omadused ning vähenevad elektronegatiivsus ja mittemetallilised omadused. Lämmastik ja fosfor on tüüpilised mittemetallid, arseen ja antimon poolmetallid, vismut aga metall.

Penteelidest on lämmastik lihtainena gaas $N_2$, mille molekuli keemilist püsivust põhjustab kovalentne kolmikside (joonis 8.5.) Fosforil esinevad mitmed allotroopsed teisendid, millest tähtsamad on valge ja punane fosfor. Valge fosfor on molekulvõrega aine, mille kristallivõre sõlmedes paiknevad molekulid $P_4$. Fosfori aatomid on oma

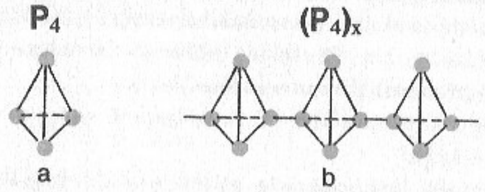
**Penteelid:**

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 7 | | | | | | | |
| N | | | | | | | |
| 14,0067 | 5 | 2 | | | | | |
| 15 | | | | | | | |
| P | 5 | 8 | 2 | | | | |
| 30,9738 | | | | | | | |
| 33 | | | | | | | |
| As | 5 | 18 | 8 | 2 | | | |
| 74,9216 | | | | | | | |
| 51 | | | | | | | |
| Sb | 5 | 18 | 18 | 8 | 2 | | |
| 121,75 | | | | | | | |
| 83 | | | | | | | |
| Bi | 5 | 18 | 32 | 18 | 8 | 2 | |
| 208,980 | | | | | | | |




$N_2$

Joonis 8.5. Kovalentne kolmikside lämmastiku molekulis.




Joonis 8.6. Valge (a) ja punase fosfori (b) molekulide mudelid.

paardumata elektronide arvel seotud molekulis kolme teise fosfori aatomiga (joonis 8.6.a). Molekulis $P_4$ on nurk sidemete telgede vahel väiksem kui näiteks süsiniku puhul teemandis. See põhjustab valge fosfori suurt keemilist aktiivsust. 280—300 °C juures muutub valge fosfor punaseks fosforiks. **Punases fosforis** on molekulid $P_4$ ühinenud polümeeriks $(P_4)_x$ (joonis 8.6.b). Punane fosfor on keemiliselt vähem aktiivne ning pole mürgine. 423 °C juures (õhu juurdepääsuta) tekib aur, mille kondenseerumisel moodustub valge fosfor. Fosforit leidub üksnes ühenditena, peamiselt fosforiitide ja apatiitidena, mille põhikomponendiks on kaltsiumfosfaat.

Eesti fosforiit kujutab endast orgaanilise tekkega oobolusfosforiiti. Fosforit saadakse fosforiidi (või apatiidi) kuumutamisel koos liiva ja söe seguga.

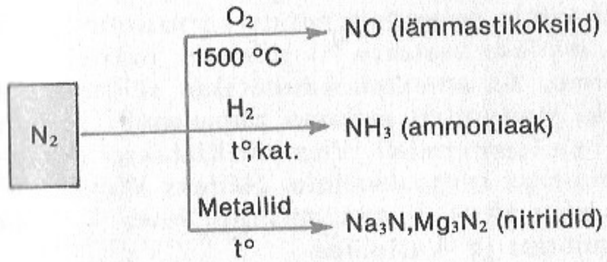
Arseen on vahataoline, antimon aga hõbehall ja rabe poolmetall. Mõlemal on metallidele iseloomulik läige. Mõlemal esinevad mitmed allotroopsed teisendid. Vismut on hõbedane, kuid veidi roosaka tooniga habras metall.

**Keemilised omadused.** Välise elektronkihi sarnasuse tõttu on penteelidel sarnased keemilised omadused. Väliskihi niisugusele ehitusele vastavad elementide oksüdatsiooniastmed ühendites: kolme elektroni loovutamisel on see III ($PCl_3$, $N_2O_3$, $As_2S_3$ jt.), kõigi väliselektronide loovutamisel V ($HNO_3$, $P_4O_{10}$ jt.), kolme elektroni juurdevõtmisel aga —III ($NH_3$, $PH_3$, $Zn_3P_2$ jt.). Penteelide maksimaalne o.-a. on seega +V. Kolme paardumata elektroni olemasolu tõttu väliskihis võib lämmastiku aatom moodustada kolm kovalentset sidet (olla kolmevalentne, vt. joonis 8.5.). Neljanda kovalentse sideme võib lämmastik moodustada doonor-aktseptor põhimõttel (vt. joon. 3.13.). Viimasel juhul on lämmastik neljavalentne. Fosfor võib olla maksimaalselt viievalentne — moodustada viis kovalentset sidet. Penteelide vesinikuühendite (hüdriidide) polaarsus väheneb suunas $NH_3 \rightarrow BiH_3$.



Penteelide oksiidide ja neile vastavate hapete üldvalemid on: $E_2O_5$, $HEO_3$ ja $H_3EO_4$.

Lämmastiku keemilisi omadusi iseloomustab järgmine skeem:




**Lämmastikhappe oksüdeeriv toime.** Lämmastikhape, $HNO_3$, on värvusetu, ebameeldiva lõhnaga vedelik. Kontsentreeritud hape on ebapüsiv ja laguneb valguse ning soojuse toimel. Seejuures moodustuv $NO_2$ annab happele punakaspruuni värvuse. $HNO_3$ on tugev hape ja reageerib metallide, metallioksiidide, hüdroksiidide ning soladega, kusjuures tekivad nitraadid.

$HNO_3$ ja nitraadid on tugevad oksüdeerijad. Kontsentreeritud $HNO_3$ oksüdeerib näiteks väävli väävelhappeks, süsiniku süsihappeks jne.:

$$2HNO_3 + S = H_2SO_4 + 2NO \quad 4HNO_3 + C = 2H_2O + CO_2 + 4NO_2$$

$HNO_3$ oksüdeerib ka metalle, redutseerudes seejuures sõltuvalt metallist ja happe kontsentratsioonist järgmisteks aineteks: $N_2O$ ja $NO_2$ (konts. lahuste puhul), NO ja $NH_3$ (lahj. lahuste puhul). Kõik metallid $HNO_3$-ga ei reageeri (Pt ja Au). Fe, Cr ja Al reageerivad kontsentreeritud lämmastikhappega vaid seni, kuni nende pinnale moodustub oksiidne kaitsekiht. Lämmastikhappe oksüdeeriv toime seisneb lämmastiku aatomi o.-a. muutumises reaktsiooni käigus. Lämmastiku aatom redutseerub — liidab elektrone. Lämmastikhape tuleb kergsüttivatest ainetest eemal hoida, sest viimased võivad $HNO_3$ oksüdeerival toimel süttida.

**Kasutamine.** Umbes 75% lämmastikust kasutatakse ammoniaagi sünteesiks. Lämmastiku inertses keskkonnas toodetakse suure puhtusega metalle, töödeldakse kergsüttivaid aineid. Samal põhjusel täidetakse lämmastikuga elektrihõõglampe ja raadiolampe. Vedelat lämmastikku rakendatakse madalate temperatuuride saamiseks. Lämmastikku toodetakse vedela õhu rektifikatsioonil. Lämmastiku arvukad ühendid leiavad kasutamist mineraalväetiste, lõhkeainete, värvainete jm. tootmisel. Põllumajanduses on probleemiks lämmastikväetiste ühekülgne kasutamine, mistõttu tera-, puu- ja köögiviljadesse koguneb liigselt lämmastikuühendeid. Neist valmistatud toidu tarbimine kutsub esile häireid organismis, sealhulgas allergiat, vähkkasvajaid jm.

Fosforist läheb valdav osa fosforhappe ja fosforväetiste tootmiseks. Punane fosfor on tikukarbi süütepinna üks komponente. Tikupea

hõõrdumissoojuse arvel muutub punane fosfor valgeks, mis süttib ja süütab ka tikupea. Fosfororgaanilisi ühendeid rakendatakse mürkkemikaalidena (klorofoss, karbofoss jt.). Fosforit kasutatakse ka pürotehnikas, metallurgias, ravimite valmistamisel jm.

Arseeni lisatakse mitmetele sulamitele nende korrosioonikindluse ja kõvaduse tõstmiseks. Näiteks lisatakse As sulamile, millest valmistatakse trükitähtede vorme. Ka antimoni kasutatakse sulamitele eriomaduste andmiseks. Nii suurendab antimon pliisulamite kõvadust. Babiit (Sn, Cu, Sb) on hea laagrimetall. Vismutit lisatakse mitmetele madala sulamistemperatuuriga kergsulamitele. Näiteks Woodi sulam (Bi, Sn, Pb, Cd) sulab juba 68 °C juures, mistõttu leiab kasutamist automaattulekaitsesüsteemides ja -kustutites.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Iseloomustage penteelide omaduste muutumist rühmas sõltuvalt aatomituuma laengust ja aatomiraadiusest.
2. Millega seletada kovalentse kolmiksideme moodustumist lämmastiku molekulis?
3. Millistel tingimustel moodustub $NH_3$ reageerimisel $O_2$-ga lämmastikmonooksiid?
4. Millises suunas nihutab a) rõhu ja b) temperatuuri muutmine ammoniaagi sünteesireaktsiooni vesinikust ja lämmastikust?
5. Miks tuleb kontsentreeritud lämmastikhapet säilitada jahedas ruumis ja valguse eest kaitstult?
6. Millest on tingitud valge ja punase fosfori erinevad omadused?
7. Kuidas on võimalik õhust eraldada lämmastikku?
8. Nimetage tähtsamaid lämmastik- ja fosforväetisi. Millistest tehastest saavad neid teie kooli lähemas ümbruses paiknevad majandid?
9. Koostage lämmastiku ja fosfori aatomite elektronskeemid.
10. Koostage valemid ühendite kohta, milles fosfori o.-a. —III; III ja V (oksiid, hape, lihtsool, hüdriid).
11. Selgitage reaktsioonivõrrandi abil, kuidas eraldada NaCl ja $NH_4Cl$ segust keedusool.
12. Millisel temperatuuril ja rõhu muutmisel nihkub lämmastikoksiidi eksotermiliselt kulgev oksüdatsioonireaktsioon $NO_2$ tekke suunas?
13. Koostage reaktsioonivõrrandid järgmiste muundumiste kohta:

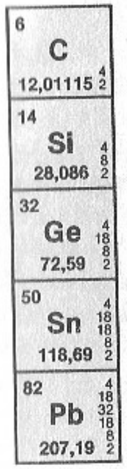
a) $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$; b) $P \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow (HPO_3)_n \rightarrow H_3PO_4$.

**7. Tetreelid.** Tetreelid on perioodilisussüsteemi IV rühma pealarühma elemendid: C, Si, Ge (germaanium), Sn (tina) ja Pb (plii). Nimetus tuleneb kreeka keelest, milles „tettares" tähendab „neli". Tetreelide aatomite väliselektronkihis on neli elektroni.

**Tetreelid lihtainena, nende füüsikalised omadused.** Tetreelide mittemetallilised omadused vähenevad rühmas tuumalaengu ja aatomiraadiuse suurenemise suunas. Samas suunas suurenevad nende metallilised omadused. Süsinik ja räni on lihtainena mittemetallid, germaanium on poolmetall, tina ja plii aga metallid. Suunas C → Pb muutuvad seaduspäraselt tetreelide sulamis- ja keemistemperatuur, tihedus ning



Tetreelid:




kõvadus. Sulamistemperatuur alaneb, tihedus suureneb ja kõvadus väheneb. Lihtaine omadused sõltuvad sellest, millise allotroopse teisendiga on tegemist. Süsinikul on nendeks teemant ja grafiit, tinal hall ja valge teisend. Mitmeid teisendeid on ka ränil.

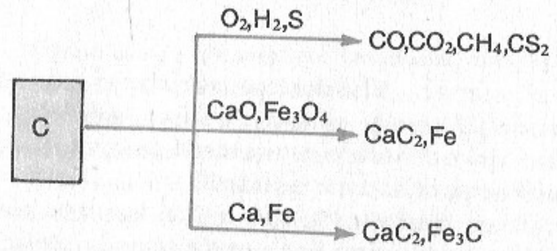
Tetreelid lihtainena on tahkes olekus. Nende hulka kuulub kõige kõvem senituntud aine — teemant. See aatomvõrega kristallaine kujutab endast ruumilist anorgaanilist polümeeri (joonis 3.4). Grafiidi kristallis (joonis 3.5) paiknevad aga C-aatomid tasapinnaliselt kuusnurga tippudes. Grafiit kujutab endast seega tasapinnalist polümeeri, kusjuures tasapindu ühendab süsiniku aatomi neljast sidemest üks. See side katkeb kergesti ning seejuures tekivad vabad elektronid, mille tulemusena grafiit juhib elektrit.

Süsi (puidusüsi, koks, tahm jt.) ei kujuta endast süsiniku allotroopset teisendit, vaid ta koosneb väikestest grafiidikristallidest. Teemante leidub looduses harva, grafiiti aga märksa rohkem. Süsinik esineb looduses kütustena kasutatavates maavarades — kivisöes, põlevkivis ja turbas. Süsinik on ka lubjakivi, marmori, kriidi ($CaCO_3$) ja dolomiidi ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) koostiselement; teda leidub naftas, maagaasis ja orgaaniliste ühendite koostises. Õhus leidub süsinikku $CO_2$-na. Viimane võtab osa süsinikuringest looduses (fotosüntees, hingamine, kõdunemine, põlemine).

Räni looduses ehedana ei esine, küll aga leidub teda arvukate silikaatide koostises. Räni on elementide levikult maakoores teisel kohal pärast hapnikku. Lihtsaim, kuid levinuim räniühend on anorgaaniline polümeer ränidioksiid $(SiO_2)_n$, mis esineb liivas, samuti ka mineraal kvartsi ja selle rohkete teisenditena (mäekristall, ametüst, suitsutopaas jt.). Räni esineb ühe allotroopse teisendina. Tal on teemandile sarnane kristallkuju. Germaanium on hõbedaga väliselt sarnane poolmetall, ta on pooljuht. Teda leidub lisandina kivisöes, silikaatides ning mitmetes metallimaakides. Tina esineb tinakivina, $SnO_2$, millest teda toodetakse söega redutseerimisel. Tina on teistest metallidest kerge eristada iseloomuliku krigina põhjal, mis ilmneb

tinapulga painutamisel. Pliid leidub harva ehedalt, kuid valdavalt pliiläiguna ehk galeniidina.

**Keemilised omadused.** Ühendites on tetreelide o.-a. II (CO, SiO) või IV ($CO_2$, $PbO_2$ jt.) ning oksiidide üldvalemid on vastavalt *EO* ja $EO_2$. Viimaste happelised omadused vähenevad ja aluselised omadused suurenevad rühmas suunas C → Pb. Germaaniumi, tina ja plii oksiidid ja hüdroksiidid on amfoteersed, kuid plii suunas nende aluselised omadused tugevnevad. Oksiidist $EO_2$ saab tuletada happe $H_2EO_3$ ($H_2CO_3$ jt.), samuti ka ortohappe $H_4EO_4$ ($H_4SiO_4$ jt.). Nii süsi-, kui ka ränihape on ebapüsivad, kuid nende soolad on püsivad. Süsinik ja räni reageerivad vesiniku, halogeenide, väävli ja lämmastiku alarühma elementidega ning paljude metallidega. Süsiniku keemilisi omadusi kujutab järgmine skeem:




Süsiniku allotroopsed teisendid teemant ja grafiit on normaaltingimustel inertsed ning nende reaktsioonid kulgevad vaid kõrgtemperatuuril. Keemiliselt väheaktiivne on ka räni. Süsinikoksiid CO, mis tekib kütuse põlemisel hapniku vajakul, kuulub neutraalsete oksiidide hulka. CO põlemise eksotermilise reaktsiooni tõttu on ta küttegaaside — veegaasi ja generaatorigaasi oluline komponent. C—C sideme suure püsivuse tõttu saab võimalikuks hiigelhulga orgaaniliste ühendite olemasolu. Koostiselementideks on neis süsiniku kõrval veel H, O ja N ning harvemini ka S, P ja halogeenid.

Süsinik ja räni hapetega üldiselt ei reageeri. Erandina reageerivad happed, millel on tugevad oksüdeerivad omadused (konts. $H_2SO_4$ ja $HNO_3$). Leelised moodustavad räniga reageerimisel silikaate: $Si + 4KOH = K_4SiO_4 + 2H_2$. Veega reageerivad süsinik ja räni vaid kõrgel temperatuuril. Näiteks veeauru juhtimisel läbi hõõguva koksi (söe) kihi moodustub kõrge küttevääruse küttegaas — veegaas, mis koosneb süsinikoksiidist ja vesinikust: $C + H_2O = CO + H_2$. Veegaasi tootmine on üks tahke kütuse gaasistamise võimalusi.

**Kasutamine.** Süsiniku allotroopne teisend teemant leiab kasutamist teemantpuuride otsikutena. Temast valmistatakse mõõteriistadele laagreid, klaasilõikamise nuge, grammofonide helipäid jm. Et teemant radioaktiivse kiirguse toimel ioniseerub, siis kasutatakse teda kiirgusmõõturite valmistamiseks. Vähem kui 10% teemantidest lihvitakse briljantideks. Grafiidist toodetakse elektroode, teda kasutatakse neutronite aeglustina, temast valmistatakse sulatustiigleid, kosmoserakettide düüse, pliiatsisüdamikke jm. Söe (nii koksi, tahma kui ka puidusöe) kasutamise valdkond on lai. Koks on kõrgahjude kütus ning



redutseerija maakidest metallide tootmisel. Rohkesti koksi vajatakse ka elektroodide tootmiseks. Tahma rakendatakse kummitööstuses kummiesemetele värvuse, kulumiskindluse ja elastsuse suurendamise eesmärgil. Teda kasutatakse ka kopeerpaberi, trükivärvide, tindi, helilplaatide valmistamiseks jm. Puidusüsi kujutab endast tänu poorsusele head adsorbenti. Eriti suure adsorptsioonivõimega on aktiivsüsi, mille tablette kasutatakse meditsiinis seedehäirete korral. Aktiivsütt kasutatakse ka suhkrulahuse puhastamisel rafinaadsuhkru valmistamisel, katalüsaatorikandjana keemiatööstuses, gaasikromatograafias, gaasitorbiku kurnas jm.

Räni lisatakse legeeriva komponendina mitmetele terasemarkidele nende korrosioonikindluse suurendamiseks. Teda lisatakse ka trafosüdamike valmistamiseks kasutatavale sulamile. Niisugune sulam magneetub ja demagneetub hästi. Räni ja germaanium on pooljuhid. Neid rakendatakse mikroelektroonikas — transistoride, mikromoodulite ning integraallülitusega seadmeis (televisioonis, videotehnikas, arvutites, helitehnikas jm.).

Tina kasutatakse valdavalt raudpleki tinatamiseks, jootesulamite, pronkside (Sn-Cu sulamid) ning tinapaberi (stannioli) valmistamiseks. Pliist toodetakse tema korrosioonikindluse tõttu elektrikaablite kattekesti, suure tiheduse tõttu aga haavleid ja püssikuule. Enamik toodetavast pliist kulub akumulaatorite valmistamiseks. Et plii neelab γ-kiirgust, siis valmistatakse temast radioaktiivsete ainete konteinereid ning kaitseekraane.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Koostage penteelide aatomite elektronskeemid.
2. Iseloomustage penteelide omaduste muutumist rühmas seoses aatomiraadiuse suurenemisega.
3. Võrrelge süsiniku allotroopsete teisendite struktuuri ja keemilist sidet aatomite vahel.
4. Miks grafiit juhib elektrit, teemant aga mitte?
5. Otsustage C ja O elektronegatiivsuste erinevuse põhjal, mis tüüpi keemiline side esineb süsinikdioksiidi molekulis.
6. Millisel ühisel omadusel põhinevad süsiniku ja süsinikmonooksiidi sarnased kasutusalad?
7. Põhjendage, miks lahustuvate karbonaatide vesilahustel on aluseline reaktsioon.
8. Kuidas määratakse kindlaks süsinikdioksiidi?
9. Leidke toodud mõistetele vasakust veerust õige seletus:

| | |
|---|---|
| 1. silikaat | a) puhas kvartskristall |
| 2. diatomiit | b) ränivetikate rakukestad |
| 3. valge tahm | c) ränihappe sool |
| 4. mäekristall | d)ränidioksiid |
| 5. karborund | e) ränikarbiid |

10. Esitage valemitena näiteid orgaanilistest ühenditest, mis koosnevad järgmistest elementidest: a) C ja H, b) C, H ja O, c) C, H, O ja N.

11. Koostage võrrandid järgmiste reaktsioonide kulgemise kohta: a) kaltsiumkarbonaat + vesinikkloriidhape; b) raud(III)oksiid + süsinikmonooksiid; c) glükoos $\xrightarrow{\text{sümaas}}$ käärimine ; d) naatriumvesinikkarbonaat + väävelhape.
12. Kirjutage võrrandid järgmiste reaktsioonide kulgemise kohta: $C \rightarrow CH_4 \rightarrow C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2$.
13. Koostage reaktsioonivõrrandid metaanist vesiniku saamise erinevate viiside kohta.
14. Valmistage lähtuvalt antud ainetest süsinikdioksiidi ja tõestage, et eraldus $CO_2$. Koostage mõlema reaktsiooni võrrandid.
15. Tehke katseliselt kindlaks, et antud kivimiproov on karbonaatne.
16. Lõpetage pooleliolevate reaktsioonivõrrandite koostamine:

a) $Si + O_2 \rightarrow$ ; b) $Si + NaOH \rightarrow Na_4SiO_4 + H_2$;
c) $Si + Ca \rightarrow Ca_2Si$; d) $C + SiO_2 \rightarrow SiC + CO$.

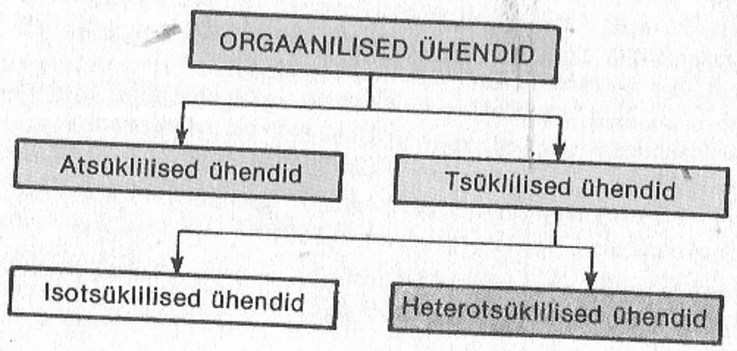
# IX. ORGAANILINE KEEMIA — SÜSINIKUÜHENDITE KEEMIA

**1. Orgaanilise keemia põhimõisted.** Element süsinik moodustab ühendeid, milles süsiniku aatomid on omavahel seotud ning mis sisaldavad veel vesinikku, hapnikku, lämmastikku ning harvemini teisi elemente. Süsinikuühendeid nimetatakse **orgaanilisteks ühenditeks**, süsinikuühendite keemiat aga **orgaaniliseks keemiaks**. Orgaanilistes ühendites esineb keemilise sidemena kovalentne side, sageli aga ka vesinikside. Orgaanilised ühendid põlevad, on mitteelektrolüüdid, paljud neist ei lahustu vees, lagunevad kuumutamisel.

**Orgaaniliste ühendite klassifitseerimisel** lähtutakse A. Butlerovi orgaaniliste ühendite struktuuriteooriast, võttes aluseks süsinikahela kuju ja ahelaga seotud funktsionaalsed rühmad.

**Funktsionaalseteks rühmadeks nimetatakse aatomeid ja aatomite rühmi, millest on tingitud ühendite iseloomulikud omadused.** Nende põhjal eristatakse ühendiklasse, nagu alkoholid ja fenoolid ( — OH), eetrid ( — O —), aldehüüdid ( — CHO), ketoonid (> C =O), karboksüülhapped (— COOH), nitroühendid (— $NO_2$), amiinid (— $NH_2$), estrid (— CO — O —) jt.

Süsinikahelate erinevuse põhjal liigitatakse orgaanilisi ühendeid järgmiselt:

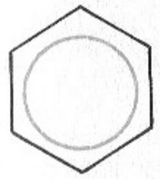




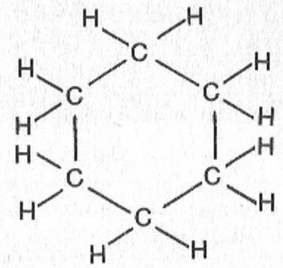

**Atsüklilistel ühenditel** esineb lahtine ahel (normaalahel) või kõrvalahelaga süsinikahel:

$CH_3 — CH_2 — CH_2 — CH_3$ $\qquad$ $CH_3 — CH_2 — CH(CH_3) — CH_3$

Isotsüklilistel ühenditel esineb ainult süsiniku aatomitest koosnev tsükkel. Isotsüklilistes ühendites võib olla benseenituum ja sellele vastavalt iseloomulik side (aromaatsed ühendid) või siis kovalentne side, nagu näiteks tsükloalkaanil:

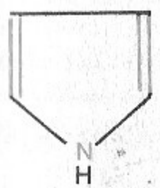


Aromaatne ühend (benseen)

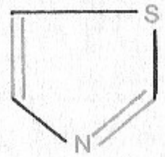


Alitsükliline ühend (tsükloheksaan)

**Heterotsüklilistel** ühenditel esineb valdavalt süsiniku aatomitest tsükkel, kuid tsüklis esinevad ka mõned teiste elementide aatomid (N, S, O vm.):



Pürrool



Tiasool

**Keemiline side orgaanilistes ühendites** sõltub süsiniku aatomi ehitusest ja muudatustest, mis toimuvad keemilistes reaktsioonides tema aatomi väliskihil. Süsiniku aatomite vahel võivad esineda nii kovalentsed üksik- või kordsed sidemed, näiteks:

| $H_3C — CH_3$ | $H_2C = CH_2$ | $HC \equiv CH$ |
|---|---|---|
| etaan | eteen | etüün |
| (üksikside) | (kaksikside) | (kolmikside) |

Kordsed sidemed muutuvad liitumisreaktsioonides hõlpsasti üksiksidemeteks, mistõttu vastavad ühendid on keemiliselt aktiivsed. Orgaanilistes ühendites esinevad nii kovalentsed mittepolaarsed sidemed (süsiniku aatomite vahel) kui ka kovalentsed polaarsed sidemed (erineva elektronegatiivsusega elementide aatomite vahel). Reaktsioonide käigus võib kulgeda ka sidemete katkemine, kusjuures

kumbki eralduv aatom saab sidet moodustanud elektronipaarist ühe elektroni. Sellised paardumata elektroniga osakesed on väga reaktsioonivõimelised ja neid tuntakse **vabade radikaalide** nimetuse all. Näiteks võib metaani molekulist kõrgel temperatuuril tekkida sel viisil metüülradikaal ja vesinik, mis on samuti vaba radikaal:

$$CH_4 \rightleftarrows CH_3\cdot + \cdot H$$

Et vabad radikaalid on keemiliselt aktiivsed, siis eksisteerivad nad vaid väga lühikest aega. Paljud orgaanilise keemia reaktsioonid kulgevad radikaalmehhanismi põhjal.

Alkaanidest võib tuletada radikaale (alküülradikaale), kui molekuli külgmise süsiniku aatomi juurest eraldada üks vesiniku aatom.

Tabelis 9.1. esitatakse näiteid alküülradikaalide (ühevalentsete radikaalide) moodustumise kohta vastavatest alkaanidest.

**Tabel 9.1.**

| Alkaan | | Vastav alküülradikaal | |
|---|---|---|---|
| $CH_4$ | metaan | $-CH_3$ | metüülradikaal |
| $C_2H_6$ | etaan | $-C_2H_5$ | etüülradikaal |
| $C_3H_8$ | propaan | $-C_3H_7$ | propüülradikaal |
| $C_4H_{10}$ | butaan | $-C_4H_9$ | butüülradikaal |
| $C_5H_{12}$ | pentaan | $-C_5H_{11}$ | pentüülradikaal |
| $C_6H_{14}$ | heksaan | $-C_6H_{13}$ | heksüülradikaal |
| $C_7H_{16}$ | heptaan | $-C_7H_{15}$ | heptüülradikaal |
| $C_8H_{18}$ | oktaan | $-C_8H_{17}$ | oktüülradikaal |
| $C_9H_{20}$ | nonaan | $-C_9H_{19}$ | nonüülradikaal |
| $C_{10}H_{22}$ | dekaan | $-C_{10}H_{21}$ | detsüülradikaal |

Lihtsustatud struktuurivalemi abil tähistatakse alküülradikaale järgmiselt:
etüülradikaal — $CH_3CH_2$-, propüülradikaal — $CH_3CH_2CH_2$- jne.

Süsivesinikult kahe vesiniku aatomi eemaldamisel saame tuletada kahevalentseid radikaale, näiteks: $CH_4$ metaan — $=CH_2$ metüleenradikaal, $C_3H_8$ propaan — $=C_3H_6$ propüleenradikaal jne.

Radikaale võivad moodustada ka anorgaanilised ühendid, näiteks:

$$HNO_3 \xrightarrow{-OH} -NO_2$$ — nitrorühm

Orgaanilise keemia teoreetiliseks aluseks on orgaaniliste ühendite struktuuriteooria, mille põhisisu on järgmine: 1) igal ühendil on kindel koostis ja temale omane ehitus, s. t. aatomid paiknevad molekulis kindlas järjestuses; 2) ühendi omadused sõltuvad molekulide koostisest, keemilise sideme iseloomust neis ja molekulide ehitusest ehk struktuurist; 3) aatomid mõjutavad molekulides vastastikku üksteist.

Struktuuriteooria andis seletuse **isomeerianähtusele**: ühesuguse koostisega ühenditel võib olla erinev molekuli ehitus ja seetõttu erinevad omadused. Orgaanilises keemias esineb **homoloogianähtus**



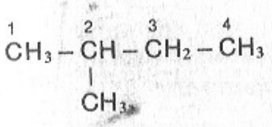
(kreeka k. *homos* — ühesugune), mis seisneb selles, et rida ühendeid on sarnase ehituse ja keemiliste omadustega (homoloogilised read). Iga järgnev homoloog erineb eelnevast aatomirühma —$CH_2$— (homoloogilise vahe) võrra. Homoloogilisi ridu moodustavad näiteks **alkaanid** (üldvalem $C_nH_{2n+2}$), alkeenid ($C_nH_{2n}$), alkadieenid ($C_nH_{2n-2}$), alküünid ($C_nH_{2n-2}$), alkoholid, aldehüüdid, karboksüülhapped ja teised orgaanilised ühendid.

**Orgaaniliste ühendite nimetused (nomenklatuur).** Tänapäeval kasutatakse rahvusvaheliselt ühtset keemiaalast nomenklatuuri, mille puhul orgaaniliste ainete nimetamisel arvestatakse süsiniku aatomite arvu ja keemiliste sidemete iseloomu (üksik-, kaksik- või kolmikside), samuti funktsionaalsete rühmade arvu ning iseloomu ja süsiniku aatomite ahela ehitust (atsüklilised, tsüklilised vm. ühendid). **Süsivesinikke** nimetatakse sõltuvalt sideme iseloomust ja arvust järgmiselt:

molekulis ainult kovalentne üksikside — **alkaanid**,
molekulis üks kovalentne kaksikside — **alkeenid**,
molekulis kovalentne kolmikside — **alküünid**,
molekulis kaks kaksiksidet — **alkadieenid**.

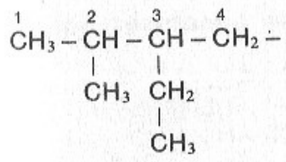
Alkaanide homoloogilise rea nelja esimese liikme puhul kasutatakse nimetusi: **metaan**, **etaan**, **propaan** ja **butaan**. Järgmiste homoloogide nimetused tuletatakse süsiniku aatomite arvu tähistavast kreeka- või ladinakeelsest arvsõnast liite *-aan* abil (pentaan — $C_5H_{12}$, heksaan — $C_6H_{14}$, heptaan — $C_7H_{16}$ jne.).

Hargnenud ahelaga alkaane nimetatakse ahela järgi, milles süsiniku aatomite arv on suurim (peaahela järgi). Kõrvalahelate nimetamiseks nummerdatakse peaahel alates sellest otsast, kus kõrvalahela märkimiseks jääksid võimalikult väikesed numbrid. Nimetuses on kõige ees kõrvalahela asukohta tähistav number, siis külgahela alküülradikaali nimetus ning lõpuks peaahelale vastava alkaani nimetus:



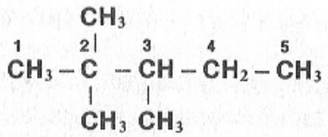
2-metüülbutaan

Mitme külgahela puhul nimetatakse neid moodustavad alküülradikaalid tähestikulises järjekorras:



3-etüül-2-metüülpentaan

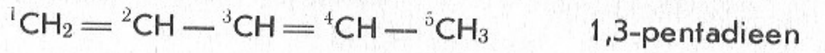
Ühesuguste radikaalide puhul külgahelais tähistatakse nende arv eesliidete di-, tri- jne. abil. Kui aga kaks ühesugust radikaali paiknevad sama süsiniku aatomi juures, korratakse nimetuses külgahela asukohta näitavat numbrit:



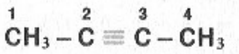
2,2,3-trimetüülpentaan

**Tsükloalkaanide** nimetused tuletatakse sama süsiniku aatomite arvuga alkaanide nimetusest eesliite *tsüklo-* abil: tsüklobutaan, tsüklopentaan jne.

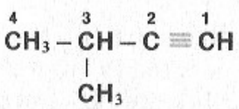
**Küllastumata atsükliliste süsivesinike — alkeenide, alkadieenide ja alküünide — nimetused tuletatakse vastavate alkaanide nimetustest. Alkeeni** puhul asendatakse liide *-aan* liitega *-een* (etaan — eteen), **alkadieeni** puhul aga liitega *-adieen* (butaan — butadieen). Kaksiksideme asukohta tähistatakse nimetuses süsiniku aatomi numbriga, mille juures side asub. Näiteks:



1,3-pentadieen



2-butüün



3-metüül-1-butüün

**Alküünide** puhul asendatakse alkaani lõpp *-aan* lõpuga *-üün*. Näiteks:

Aromaatsete süsivesinike — areenide — nimetused lõpevad liitega *-een*, näiteks: benseen, metüülbenseen ehk tolueen jne.

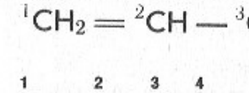
**Süsivesinike halogeenderivaatide** puhul kasutatakse nimetustes halogeenidest tuletatud eesliiteid: *fluoro-*, *kloro-*, *bromo-* ja *jodo-*, kusjuures eesliites tähistatakse ka halogeeni aatomite asukoht ja arv. Näiteks:

$CH_3 — CH_2 — CH_2Cl$ 1-kloropropaan
$CH_3 — CH_2 — CHCl — CH_2Cl$ 1,2-diklorobutaan

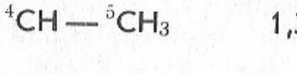
Alkoholide nimetused tuletatakse vastava süsivesiniku nimetusest lõppliite *-ool* abil. Näiteks:

$CH_3 — CH_3$ etaan $CH_3CH_2OH$ etanool

Mitme hüdroksüülrühma puhul tähistatakse nimetuses nende arv liidetega *-di-*, *-tri-* jne. Näiteks:



1,2-etaandiool



1,2,3-propaantriool (glütserool)

**Aldehüüdide** nimetused tuletatakse sama süsiniku aatomite arvuga



süsivesinike nimetustest liite *-aal* abil. Näiteks: etanaal, $CH_3CHO$, butanaal $CH_3CH_2CH_2CHO$ jne.

**Karboksüülhapete** nimetused tuletatakse sama süsiniku aatomite arvuga süsivesiniku nimetusest, liites sõna „hape". Näiteks: metaan — metaanhape, etaan — etaanhape, butaan — butaanhape jne. Kasutatakse ka triviaalnimetusi, näiteks äädikhape (etaanhape) jt.

**Karboksüülhapete soolasid ja estreid** nimetatakse vastavate hapete järgi, asendades sõna „hape" liitega *-aat*. Näiteks:

$CH_3COONa$ naatriumetanaat ehk naatriumatsetaat
$CH_3COOCH_3$ metüületanaat ehk metüülatsetaat

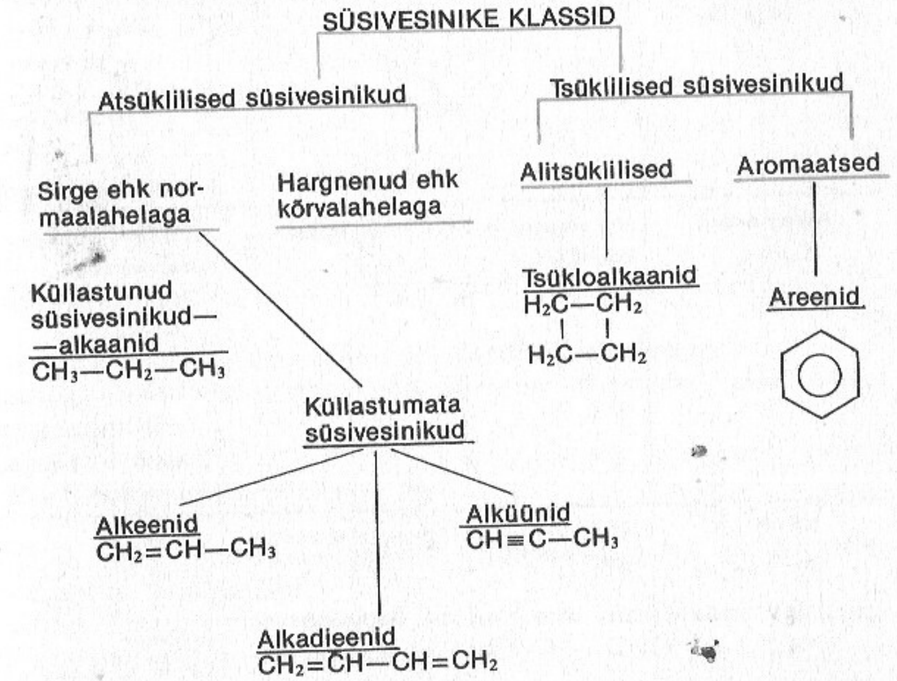
**Amiinide** nimetused tuletatakse süsivesinikradikaalide nimetusest liite *-amiin* abil. Näiteks:

$CH_3NH_2$ — metüülamiin;
$CH_3 — NH — CH_2CH_3$ — etüülmetüülamiin
$C_6H_5NH_2$ — fenüülamiin ehk aniliin

**Nitroühendite** nimetused tuletatakse süsivesinike nimetustest eesliite *nitro-* abil, näiteks $CH_3NO_2$ — nitrometaan, $C_6H_5NO_2$ — nitrobenseen.

**2. Süsivesinikud ja nendevaheline seos.** Süsivesinike liigitus on esitatud joonisel 9.1:

Süsivesinikud koosnevad kahest elemendist — süsinikust ja vesinikust — ning sõltuvalt keemilise sideme iseloomust ja molekulide



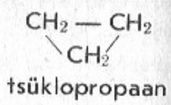
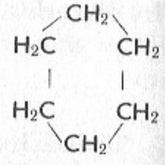

Joonis 9.1. Süsivesinike klassid.

ehitusest jagunevad järgmistesse klassidesse: **alkaanid, tsükloalkaanid, alkeenid, alkadieenid, alküünid** ja **areenid**.

Tabelis 9.2 antakse süsivesinike tähtsamate klasside iseloomustus.

**Tabel 9.2.**

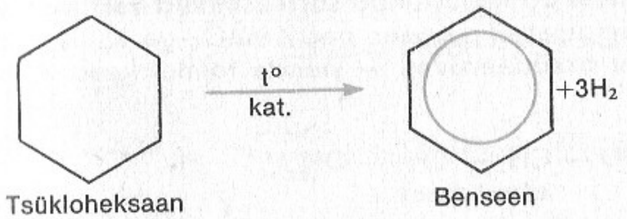
**Süsivesinike struktuur.**

| Süsivesinike klass ja üldvalem | Struktuuri iseloomustus | Esindajad |
|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 |
| Alkaanid | Molekulis on süsiniku aatomite vahel, samuti süsiniku ja vesiniku aatomite vahel ainult kovalentne üksikside | $CH_4$ metaan<br>$CH_3—CH_3$ etaan<br>$CH_3—CH_2—CH_3$ propaan, parafiin, polüetüleen |
| Tsükloalkaanid<br>$C_nH_{2n}$<br>($n \geqslant 3$) | Süsiniku aatomite vahel ning süsiniku ja vesiniku aatomite vahel esineb ainult kovalentne üksikside; süsinikahel on tsükliline |  <br>tsüklopropaan<br>  <br>tsükloheksaan |
| Alkeenid<br>$C_nH_{2n}$<br>($n \geqslant 2$) | Molekulis on üks kovalentne kaksikside | $CH_2 = CH_2$<br>eteen<br>$CH_2 = CH — CH_3$<br>propeen<br>$CH_2 = C(CH_3) — CH_3$<br>2-metüül-1-propeen |
| Alkadieenid<br>$C_nH_{2n-2}$ | Molekulis on kaks kovalentset kaksiksidet | $CH_2 = C = CH_2$<br>propadieen<br>$CH_2 = CH — CH = CH_2$<br>1,3-butadieen<br>$CH_2 = C(CH_3) — CH = CH_2$<br>2-metüül-1,3-butadieen (isopreen) |
| Alküünid<br>$C_nH_{2n-2}$ | Molekulis on üks kovalentne kolmikside | $CH \equiv CH$<br>etüün<br>$CH \equiv C — CH_3$<br>propüün<br>$CH \equiv C — CH_2 — CH_3$<br>1-butüün |

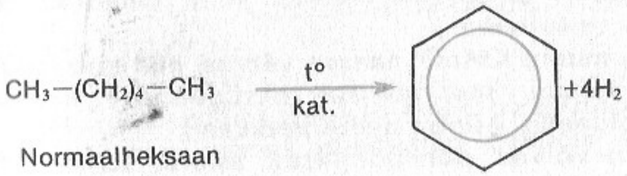


| 1 | 2 | 3 |
|---|---|---|
| Areenid ehk aromaatsed süsivesinikud<br>$C_nH_{2n-6}$ | Süsinikahel on tsükliline; molekulis esineb benseenituum | $C_6H_6$<br>benseen<br>$C_6H_5CH_3$<br>metüülbenseen ehk tolueen<br>$C_6H_5 — CH = CH_2$<br>fenüületeen ehk stüreen |

**Süsivesinike leidumine looduses ja saamine.** Alkaanid ja ka tsükloalkaanid on keemiliselt passiivsed, mistõttu neid leidub looduses vabalt: alkaane maagaasi koostises (85—98%), tsükloalkaane ja ka alkaane lahustunult naftas. Küllastumata (alkeene, alkadieene ja alküüne) ning aromaatseid süsivesinikke leidub looduses nafta ja loodusliku gaasi koostises, kuid nendega puutume kokku ka loodusliku kautšuki, karotiinide jm. puhul. Neid süsivesinikke saadakse kütuste termilisel töötlemisel, peamiselt nafta krakkimisel. Eralduvad krakkgaasid sisaldavad alkeene ja alkadieene, mis eraldatakse. Krakkgaaside koostises olevate alkaanide ja tsükloalkaanide katalüütilisel dehüdrogeenimisel saadakse aromaatseid süsivesinikke. Aromaatsete ühendite sellist saamisviisi tuntakse **aromatiseerimise** nime all.




Tsükloheksaan — Benseen




Normaalheksaan

Benseeni saadakse ka kivisöetõrva kergõli fraktsioonist.

Nüüdisajal saadakse valdav osa alkeene alkaanide katalüütilisel dehüdrogeenimisel:

$$CH_3 — CH_3 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} CH_2 = CH_2 + H_2$$

Alküüne leidub nafta krakkgaasides tühises koguses. Neid toodetakse alkaanide krakkimisel.

Vähestes kogustes toodetakse etüüni ehk atsetüleeni kaltsiumkarbiidi reageerimisel veega: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$

Analoogiliselt muutuvad süsivesinike füüsikalised omadused ka

tsükloalkaanide, alkeenide, alkadieenide, alküünide ja areenide klassis. Seejuures kovalentse kolmiksideme tõttu on alküünidel, võrreldes alkaanide ja alkeenidega, suurem tihedus ning kõrgemad keemistemperatuurid. Ka benseeni homoloogilise rea liikmed erinevad üksteisest homoloogilise vahe — $CH_2$ — poolest, näiteks:

$$\underset{\text{benseen}}{C_6H_6} \xrightarrow{+CH_2} \underset{\substack{\text{metüülben-}\\\text{seen ehk}\\\text{tolueen}}}{C_6H_5-CH_3} \xrightarrow{+CH_2} \underset{\text{etüülbenseen}}{C_6H_5-C_2H_5}$$

Benseeni homolooge tuntakse benseeni alküülhomoloogide nime all.

**Süsivesinike keemilised omadused.** Keemiline side tingib erinevate süsivesinike klasside erinevaid keemilisi omadusi. Kõigile süsivesinike klassidele ühiseks on **põlemisreaktsioon**, mille tulemusena tekivad hapniku külluse puhul veeaur ja süsinikdioksiid:

$$2CH_3-CH_3 + 7O_2 \rightarrow 6H_2O + 4CO_2$$

Õhus põlevad etüün ja benseen tahmava leegiga:

$$2HC \equiv CH + 3O_2 \rightarrow 2C + 2H_2O + 2CO_2$$

Hapnikuga põlemisel annab etüün kõrge temperatuuriga leegi.

**Oksüdeerijate toimele** on küllastunud süsivesinikud vastupidavad. Näiteks tavalistes tingimustes ei reageeri nad $KMnO_4$-ga. Küllastumata süsivesinikud seevastu oksüdeeruvad — nende toimel kaob $KMnO_4$ lilla värvus:

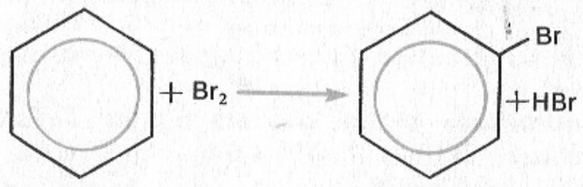
$$CH_2=CH_2 \xrightarrow[H_2O]{O} \underset{\text{etaandiool}}{HO-CH_2-CH_2-OH}$$

**Kaaliumpermanganaadi lahust kasutatakse selle omaduse tõttu küllastumata ühendite reaktiivina.**

Benseeni toimel ei muutu $KMnO_4$ lahuse värvus, küll aga muutub see metüülbenseeni toimel, sest viimane oksüdeerub (täpsemini öeldes oksüdeerub tolueenis esinev metüülradikaal).

**Asendusreaktsiooni** võivad põhimõtteliselt astuda samuti kõigi süsivesinike klasside esindajad, kuid peamiselt on see reaktsioon iseloomulik alkaanidele ja areenidele:

$$CH_3-CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3CH_2Cl + HCl$$




Benseen — Bromobenseen



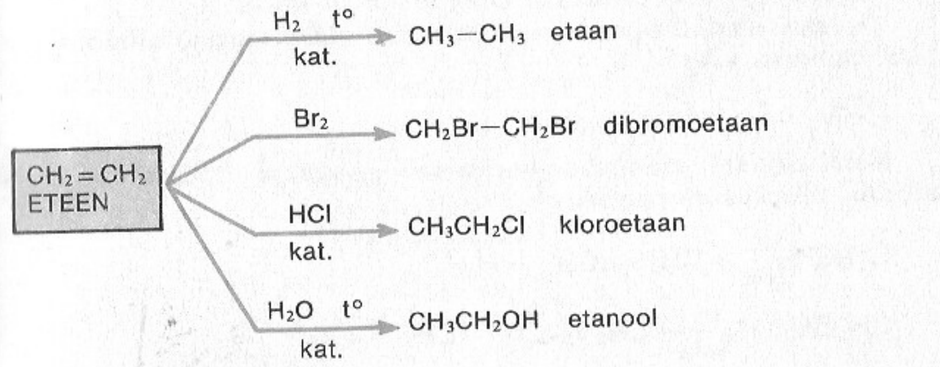
Süsivesinike reageerimist halogeenidega, mille tulemusena tekivad vastavad halogeenderivaadid, nimetatakse halogeenimiseks. Sõltuvalt süsivesinikust võivad ühtaegu moodustuda paljud halogeenderivaadid, mille segust üksikindiviidid eraldatakse, näiteks:

$$\underset{\substack{\text{Kloro-}\\\text{metaan}}}{CH_4 \xrightarrow{Cl_2} CH_3Cl} \xrightarrow{Cl_2} \underset{\substack{\text{Dikloro-}\\\text{metaan}}}{CH_2Cl_2} \xrightarrow{Cl_2} \underset{\substack{\text{Trikloro-}\\\text{metaan}}}{CH_3Cl} \xrightarrow{Cl_2} \underset{\substack{\text{Tetrakloro-}\\\text{metaan}}}{CCl_4}$$

Areenidele on iseloomulik ka asendusreaktsioon lämmastikhappega (nitreerimisreaktsioon):

$$C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow \underset{\text{nitrobenseen}}{C_6H_5NO_2} + H_2O$$

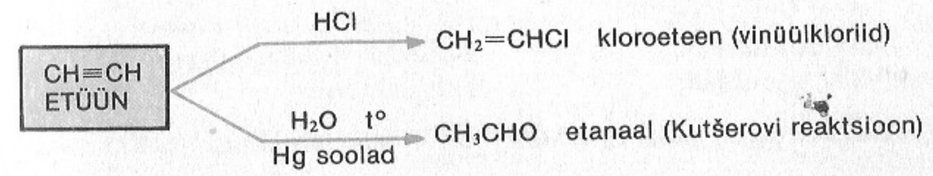
**Liitumisreaktsioonid** on iseloomulikud küllastumata süsivesinikele tänu nende suurele reaktsioonivõimelisusele. Skeemil on esitatud näide alkeen eteeni liitumisreaktsioonide kohta:




Alküünide puhul toimuvad liitumisreaktsioonid kahes astmes, kusjuures esimeses astmes moodustub alküünist vastav alkeen ja teises sellest alkaan:

$$CH \equiv CH \xrightarrow{H_2} CH_2=CH_2 \xrightarrow{H_2} CH_3-CH_3$$

Alküünidega astuvad liitumisreaktsiooni ka vesinikhalogeniidid ja vesi:



Alkadieenidega kulgevad liitumisreaktsioonid tänu kahele kaksiksidemele suhteliselt energilisemalt, tekivad alkeenid ning järgmisest astmes alkaanid.

Areenidele pole liitumisreaktsioonid iseloomulikud, kuigi kõrgel temperatuuril ja katalüsaatorite manulusel nad neis osalevad.

Alkeenide, alkadieenide ja alküünide reageerimisel broomiga kaob broomivee värvus, sest moodustuvad värvusetud reaktsioonisaadused. Seepärast **kasutatakse liitumisreaktsiooni broomiga küllastumata süsivesinike kindlakstegemiseks.**

$$CH \equiv CH \xrightarrow{Br_2} CHBr = CHBr \xrightarrow{Br_2} CHBr_2 - CHBr_2$$

Benseen sellele reaktiivile ei reageeri.

Vesiniku liitumisreaktsioone tuntakse **hüdrogeenimis-**, vesiniku eraldumisreaktsioone aga **dehüdrogeenimisreaktsioonidena**. Hüdrogeenimisreaktsioonidel peatusime juba seoses vesiniku liitumisega küllastumata süsivesinikele. Need reaktsioonid kulgevad katalüsaatorite toimel kõrgel temperatuuril ning tulemusena moodustuvad vähem küllastunud või küllastumata süsivesinikud. Dehüdrogeenimisreaktsioonid on veelgi suurema praktilise tähtsusega, sest nende abil saadakse alkaanidest ja tsükloalkaanidest küllastumata või aromaatseid süsivesinikke, mida looduses praktiliselt ei leidu.

Metaani dehüdrogeenimisel põhineb nüüdisaegne etüüni tööstusliku tootmise viis:

$$2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2$$

Katalüütilisel dehüdrogeenimisel saadakse tööstuses etaanist eteeni, propaanist propeeni:

$$CH_3CH_3 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} CH_2 = CH_2 + H_2$$

$$CH_3CH_2CH_3 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} CH_2 = CH - CH_3 + H_2$$

Suure praktilise tähtsusega on sünteetilise kautšuki lähtemonomeeride butadieeni ja isopreeni saamine vastavalt butaani ning isopentaani katalüütilisel dehüdrogeenimisel:

$$CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} CH_2 = CH - CH = CH_2 + 2H_2$$

butaan — butadieen ehk divinüül

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_3 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} CH_2 = \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} - CH = CH_2 + 2H_2$$

2-metüülbutaan ehk isopentaan — 2-metüül-1,3-butadieen ehk isopreen

Küllastumata süsivesinikele on iseloomulikud **polümeerumisreaktsioonid:**



$$nCH_2 = CH_2 \longrightarrow (-CH_2 - CH_2-)_n$$ Polüetüleen

$$nCH_2 = \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} - CH = CH_2 \longrightarrow (-CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} = CH - CH_2-)_n$$

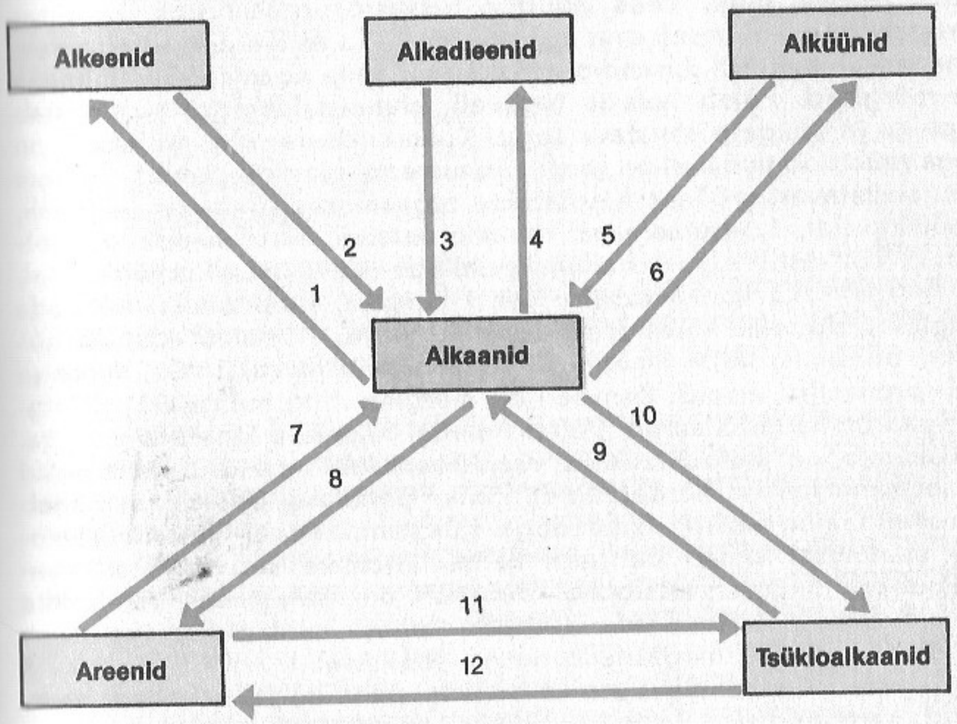
Isopreen — Isopreenkautšuk

1,3-butadieeni polümeerimisel koos fenüületeeniga (stürooliga) saadakse **kopolümeer — butadieenstüroolkautšuk.**

Polümeeruvad ka alküünid:

$$3CH \equiv CH \rightarrow C_6H_6$$ benseen

Tutvumisel süsivesinike keemiliste omadustega selgub, et erinevate süsivesinike klassid on omavahel seotud, s. t. ühe klassi süsivesinikest võib saada teise klassi süsivesinikke. Joonisel 9.2 on esitatud süsivesinike klasside vahelise seose skeem.




Joonis 9.2. Seos erinevate süsivesinike klasside vahel.

Näited.

1. $C_2H_6 \xrightarrow[kat.]{t^\circ\ -H_2} C_2H_4$
2. $C_2H_4 \xrightarrow[kat.]{+H_2} C_2H_6$
3. $C_3H_4 \xrightarrow[kat.]{+H_2} C_3H_8$
4. $C_5H_{12} \xrightarrow[kat.]{-H_2} C_5H_8$
5. $C_2H_2 \xrightarrow[kat.]{+H_2} C_2H_6$
6. $2CH_4 \xrightarrow[kat.]{-H_2} C_2H_2$
7. $C_6H_6 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} C_2H_6$
8. $C_6H_{14} \xrightarrow{\text{aromatiseerimine}} C_6H_6$
9. $C_3H_6 \xrightarrow[kat.]{t^\circ\ +H_2} C_3H_8$
10. $C_4H_{10} \xrightarrow[kat.]{t^\circ\ -H_2} C_4H_8$
11. $C_6H_6 \xrightarrow[kat.]{t^\circ\ +H_2} C_6H_{12}$
12. $C_6H_{12} \xrightarrow[kat.]{t^\circ\ -H_2} C_6H_6$

**Süsivesinike tähtsamate esindajate iseloomustus ja kasutusalad.**

**Metaan**, $CH_4$. Värvusetu, lõhnatu, õhust kergem gaas. Ei lahustu vees, kuid lahustub orgaanilistes lahustites (etanoolis jt.). Põleb $CO_2$ ja $H_2O$-ks. Hapniku ja õhuga moodustab tugevasti plahvatava segu. Halogeenimisel tekivad HCl ja halogeenderivaadid (asendusreaktsioon). Kasutatakse kütusena ja lähteainena orgaanilises sünteesis. Metaan on energeetiliselt oluliseks komponendiks ka biogaasis, mida nüüdisajal üha enam toodetakse.

**Eteen ehk etüleen**, $CH_2 = CH_2$. Värvusetu, nõrga meeldiva lõhnaga, õhust veidi kergem gaas. Vees lahustub vähesel määral. Sissehingamisel tekitab narkoosi. Põleb heleda, nõrgalt tahmava leegiga ja moodustab hapnikuga plahvatava segu. Kovalentse kaksiksideme tõttu molekulis on väga reaktsioonivõimeline. Eteeni hüdraatimisel (vee liitumisel) saadakse etanooli. Tähtsamad eteenist toodetavad saadused on veel polüetüleen ja kloroetaan.

**Etüün ehk atsetüleen**, $HC \equiv HC$. Värvusetu, küüslaugu lõhnaga, õhust kergem gaas. Vees lahustub halvasti, orgaanilistes lahustites (propanoonis ehk atsetoonis jt.) aga hästi. Ka etüün põhjustab sissehingamisel narkoosi. Lisandid annavad etüünile ebameeldiva lõhna ja on mürgised. Põleb heleda tugevalt tahmava leegiga. Moodustab hapniku ja õhuga plahvatava segu. Kolmiksideme tõttu molekulis on väga reaktsioonivõimeline (eriti liitumisreaktsioonide puhul). Suurem osa toodetavast etüünist kasutatakse orgaanilises sünteesis (etanaali, vinüülkloriidi, 1,3-butadieeni, tetrakloroetaani, akrüülhappe jt. tootmisel). Rohkesti vajatakse etüüni metallide keevitamisel ja lõikamisel.

**Benseen**, $C_6H_6$. Värvusetu, veest kergem, iseloomuliku lõhnaga kergliikuv vedelik. Vees praktiliselt ei lahustu, lahustub aga alkoholides, bensiinis, tärpentiniõlis jt. Ise lahustab rasvu, õlisid, vaike ja teisi orgaanilisi aineid. Benseen on mürgine ning mürgised ja kergsüttivad on ka tema aurud. Põleb heleda, tugevasti tahmava leegiga. Benseenile on iseloomulikeks reaktsioonideks asendusreaktsioonid (halogeenimine ja nitreerimine). Selle omaduse poolest sarnaneb benseen teatud määral alkaanidega. Kõrgtemperatuuril ja katalüsaatorite manulusel annab benseen ka küllastumata süsivesinikele iseloomulikke liitumisreaktsioone. Benseen on lähteaineks värvainete (aniliinvärvid), lõhkeainete (nitrobenseen), sünteetilise kautšuki, pesemisvahendite, mootorikütuste jm. tootmisel.

Olulised süsivesinikud on ka bensiin, parafiin, polüetüleen, kautšukid, karotiinid jt.

**Bensiin** kujutab endast peamiselt alkaanidest koosnevat segu, milles esinevad alkaanid süsiniku aatomite arvuga 5—9. Bensiinis võib olla ka aromaatseid jt. süsivesinikke. Et bensiini moodustavad süsivesinikud on vedelikud, siis on ka bensiin ise vedelik. Ta on veest kergem ega lahustu selles. Bensiin kuulub kergsüttivate vedelike hulka. Bensiini saadakse enamasti nafta fraktsioneerimisel, kusjuures bensiini fraktsiooni keemispiirid on 40—150 °C. Tehakse vahet petrooleetri, aviobensiini ja autobensiini vahel. Keemilises puhastuses kasutatakse neid bensiiniliike, mille keemispiirid on madalamad



(lenduvad kergesti). Kiiresti kuivavate lakkide valmistamiseks kasutatakse nn. lakibensiini (keemispiirid 160—200 °C).

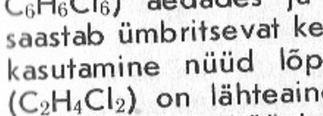
**Parafiini** saadakse masuudi vaakumdestillatsioonil. Ta on valge vahataoline materjal, mida kasutatakse küünalde valmistamiseks ning meditsiinis soojendusravil. Ka parafiin kujutab endast tahkete süsivesinike segu süsiniku aatomite arvuga 19—36.

**Polüeteeni**, kaubandusliku nimetusega polüetüleeni, $(—CH_2—CH_2—)_n$ võib vaadelda küllastunud süsivesiniku ehk alkaanina. Ta on tahke, poolläbipaistev, katsumisel rasvasena tunduv ja väliselt parafiini meenutav aine. Polüetüleen on veest kergem, ei lahustu vees ega juhi elektrit. Polüetüleen on termoplastne, keemiliselt püsiv plastmass.

**Kautšukeid**, nii nagu polüetüleenigi võib käsitleda kui kõrgmolekulaarseid süsivesinikke. Erinevus on selles, et kautšukites esinevad kordsed sidemed:

$$(-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$$

Butadieenkautšuk



Isopreenkautšuk

Isopreenile iseloomulik süsiniku aatomite ahel on ka A-vitamiinis, karotiinis ja paljudes teistes ühendites, mis moodustuvad fotosünteesil erinevates taimedes. Selles peegelduvad taimedes kulgevate protsesside tohutud võimalused lihtsa struktuuriga ühenditest keerukamate sünteesimisel.

**Karotiinid** kujutavad endast isopreense süsinikahela baasil moodustunud taimepigmente, mis annavad taimedele või viljadele värvuse. Porgandi värvaine, mida tuntakse karotiini ($C_4OH_{56}$) üldnimetuse all, on mitmete karotiiniisomeeride segu. Karotiine võib seega samuti süsivesinikena vaadelda. Karotiinide sisaldus taimedes on väga oluline, sest taimede söömisel moodustuvad loomorganismides karotiinidest A-rühma vitamiinid. Taimedes viimaseid ei leidu. Karotiinid kujutavad endast niisiis eelvitamiine ehk provitamiine, millest loomorganismides sünteesitakse A-rühma vitamiine.

**Süsivesinike halogeenderivaatidel** on palju kasutusalasid: trikloorometaani ($CHCl_3$ — kloroformi) narkoosiks, tetrakloorometaani ($CCl_4$) lahustina, kloroetaani ($CH_3CH_2Cl$) paikseks tuimastamiseks, dikloродifluorometaani ($CCl_2F_2$) freoonina. Väga rohkesti kasutati tsükloheksaani klooriderivaati — heksaklorotsükloheksaani (heksakloraani, $C_6H_6Cl_6$) aedades ja põldudel mürkkemikaalina. Et heksakloraan saastab ümbritsevat keskkonda ning ladestub aedviljadesse, on tema kasutamine nüüd lõpetatud. Eteeni baasil toodetud dikloroetaan ($C_2H_4Cl_2$) on lähteaineks kautšuki tootmisel ning ta lahustab hästi vaike ja rasvu. Etüüni olulisemaks halogeenderivaadiks on kloroeteen

(vinüülkloriid), mille polümeerimisel toodetakse polüvinüülkloriidi: $nCH_2=CClH \rightarrow (—CH_2—CClH—)_n$

Enamik kloororgaanilisi ühendeid on mürgised.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Miks alkaanide rea kolmel esimesel liikmel puuduvad isomeerid?
2. Iseloomustage põhjus-tagajärg seost (omaduste sõltuvus ehitusest) näidete varal isomeeriast.
3. Millistel erinevatel alustel liigitatakse orgaanilisi ühendeid?
4. Metaanis esineb kovalentne üksik-, eteenis — kaksik- ja etüünis — kolmikside. Millised neist ühenditest kuuluvad a) küllastunud, b) küllastumata süsivesinike hulka?
5. Millisesse orgaaniliste ühendite klassi kuuluvad ühendid a) $C_4H_{10}$ ja b) $C_5H_{12}$? Kirjutage nende ühendite kõigi isomeeride struktuurivalemid ja nimetused.
6. Kirjutage järgmiste ühendite lihtsustatud struktuurivalemid: a) 2,2-dimetüülpentaan, b) 2,2,4-tribromopentaan, c) 4-etüül-3-metüülheksaan, d) 2-metüül-1,3-butadieen, e) 1,4-dikloro-2-buteen, f) 3-metüül-1-butüün.

### 3. Orgaanilised hapnikuühendid ja nendevaheline seos.

Süsivesinike molekulid koosnevad vaid kahest elemendist — süsinikust ja vesinikust. Järgnevalt teeme kokkuvõtte alkoholidest, aldehüüdidest ja karboksüülhapetest. Nende kõigi koostises on peale süsiniku ja vesiniku veel hapnik. Seetõttu kuuluvad nad **orgaaniliste hapnikuühendite** hulka. Hapnik esineb alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete funktsionaalsetes rühmades ning viimased põhjustavadki nende ühendite iseloomulikke omadusi.

**Orgaanilisi hapnikuühendeid liigitatakse** nende erinevate funktsionaalsete rühmade alusel alkoholideks (—OH), aldehüüdideks (—CHO) ja karboksüülhapeteks (—COOH). Tabelis 9.3 on toodud alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete funktsionaalsed rühmad, üldvalemid ja tähtsamad esindajad.

**Tabel 9.3.**

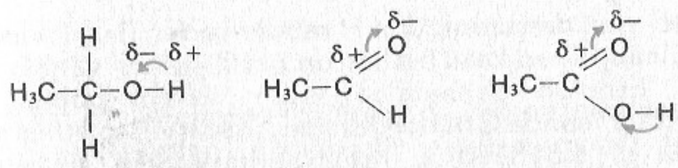
**Alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete võrdlus.**

| Orgaaniline hapnikuühend. Üldvalem | Funktsionaalne rühm | Tähtsamad esindajad |
|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 |
| Alkoholid<br>$R—OH$ | —OH | $CH_3OH$ metanool<br>$CH_3CH_2OH$ etanool<br>$C_3H_5(OH)_3$ propaantriool ehk glütserool |
| Fenoolid<br>$R_{ar}—OH$ | —OH | $C_6H_5OH$ fenool ehk hüdroksübenseen |



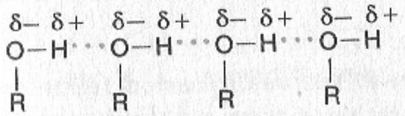
| 1 | 2 | 3 |
|---|---|---|
| Aldehüüdid<br>$R—C(=O)H$<br>$R—CHO$ | —CHO | HCHO metanaal<br>$CH_3CHO$ etanaal |
| **Karboksüülhapped**<br>$R—C(=O)OH$<br>$R—COOH$ | —COOH | HCOOH metaanhape<br>$CH_3COOH$ etaanhape<br>$CH_3CH_2CH_2COOH$ butaanhape ehk võihape<br>$CH_3(CH_2)_{14}COOH$ palmithape<br>$CH_3(CH_2)_{16}COOH$ stearhape<br>$CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$ olehape<br>$(COOH)_2$ etaandihape ehk oksaalhape<br>$C_6H_5COOH$ benseenkarboksüülhape ehk bensoehape |

**Alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete struktuuri võrdlus.** Orgaanilistes ühendites esineb rühm —OH, mis kannab hüdroksüülrühma nime. Hüdroksüülrühm on alkoholide funktsionaalne rühm. Nagu tabel 2 andmetest nähtub, esineb aldehüüdide ja karboksüülhapete funktsionaalse rühma koostises ka süsiniku aatom. Alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete omadused sõltuvad struktuurist. Võrdlevalt esitatakse nende struktuur järgmises skeemis:




Etanool Etanaal Etaanhape

Etanooli üks vesiniku aatom paikneb teistest erinevalt — on seotud hapniku aatomiga. Et $X_O > X_H$, siis on sidet O—H põhjustav elektronipaar tõmmatud hapniku aatomi poole ja side O—H on nõrgalt polaarne. Nimetatud vesiniku aatom on seetõttu enam liikuv ja asendatav näiteks naatriumi aatomiga. Sel põhjusel moodustavad alkoholide molekulid omavahel vesiniksideme, ühinevad assotsiaatideks:




Alkoholide happelised omadused on sedavõrd nõrgad, et ei muuda indikaatorite värvust.

Etanaali struktuurivalemist näeme, et aldehüüdrühmas sisaldub

polaarne **karbonüülrühm** $>C=O$, sest $X_O > X_C$. Niisugune aatomiterühm põhjustab ühendite suurt keemilist aktiivsust.

Etaanhappe struktuurivalemist nähtub, et polaarne karbonüülrühm esineb ka karboksüülrühma koostises. Rühma —COOH koostises esineb veel —OH rühm. Kuid ometi pole karboksüülhapped selle tõttu neutraalsed ühendid nagu alkoholid, vaid neil on happelised omadused, sest karbonüülrühm muudab rühma —OH dissotsieeruvaks. Seetõttu moodustavad karboksüülhapped vesilahustes dissotsieerumisel $H^+$-ioone: $RCOOH \rightleftarrows RCOO^- + H^+$.

Järelikult on side rühmas —OH väga nõrk. Karbonüülrühm mõjutab hüdroksüülrühma ja vastupidi. Positiivse osalaenguga süsiniku aatom tõmbab enda poole —OH rühma hapniku aatomi elektrone. Hapniku aatom omakorda tõmbab —OH rühma vesiniku elektroni, mille tulemusena side —OH rühmas nõrgenebki ja võib katkeda. Hüdroksüülrühma mõju karbonüülrühmale seisneb selles, et elektronipaar nihkub —OH rühma hapnikult $>C=O$ rühma süsiniku aatomi poole. Selle tulemusena väheneb süsiniku aatomi positiivne osalaeng, väheneb karbonüülrühma polaarsus ja karboksüülhapete võime astuda liitumisreaktsioonidesse. Aatomite vastasmõju tulemuseks on spetsiifiliste omadustega ühendiklass — karboksüülhapped.

**Alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete saamine.** Süsivesinike, alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete vahel esineb geneetiline seos, mida võib väljendada järgmise skeemiga:

$$R-\underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}}R-\underset{H}{\overset{O}{OH}}\rightleftarrows R_1-\underset{H}{\overset{O}{CHO}}\rightleftarrows R_1-\underset{H}{\overset{O}{COOH}}$$

Täht O tähendab oksüdatsiooni, täht *H* reduktsiooni ning $R_1$ aldehüüdi ja karboksüülhappe radikaali, milles on üks C-aatom vähem kui alküülradikaalis *R*. Esitatud geneetilise seose skeemi põhjal on võimalik tuletada kõigi nende ühendiklasside saamisviise. Alkohole näiteks võib saada a) aldehüüdide redutseerimisel, b) alkaanide katalüütilisel mittetäielikul oksüdatsioonil jne.

Märgitud reaktsioonidest tööstusliku tähtsusega on aldehüüdide saamine alkoholide katalüütilisel oksüdatsioonil

$$2CH_3CH_2OH + O_2 \xrightarrow[kat.(Cu)]{t^\circ} 2CH_3CHO + 2H_2O$$

ning karboksüülhapete saamine aldehüüdide katalüütilisel oksüdatsioonil:

$$2CH_3CHO + O_2 \xrightarrow{kat.} 2CH_3COOH$$

Aldehüüde toodetakse tööstuslikult veel süsivesinikest otseste reaktsioonide tulemusena. Näiteks metanaali saadakse katalüütilisel oksüdatsioonil metaanist:

$$CH_4 + O_2 \xrightarrow[kat.]{t^\circ} HCHO + H_2O$$



**Karboksüülhappeid** saadakse tööstuslikult peale aldehüüdide katalüütilise oksüdatsiooni veel vaheastmega kulgevatel sünteesidel süsivesinikest. Etaanhappe tootmisel näiteks on muutunud valdavaks otsene süntees alkaan butaanist:

$$CH_3CH_2CH_2CH_3 \xrightarrow[t^\circ,\ p.kat.]{O_2} 2CH_3COOH + H_2O$$

Alkohole toodetakse tööstuses sünteetiliselt ja samuti süsivesinikest. Etanooli saadakse näiteks valdavalt eteenist viimase katalüütilisel hüdraatimisel:

$$CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow[kat.]{t^\circ,\ p,} CH_3CH_2OH$$

Etanooli toodetakse veel suhkrut sisaldavate ainete alkoholkäärimisel:

$$\underset{\text{glükoos}}{C_6H_{12}O_6} \xrightarrow{\text{käärimine}} \underset{\text{etanool}}{2CH_3CH_2OH} + 2CO_2$$

**Alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete omadused.** Alkoholid, aldehüüdid ja karboksüülhapped moodustavad sarnaselt süsivesinikega vastavad homoloogilised read. Ka neis muutuvad rea liikmete füüsikalised omadused korrapäraselt (välja arvatud üksikud erandid): molekulmassi suurenedes kasvab keemistemperatuur ning alkoholidel ja aldehüüdidel tihedus, kuna karboksüülhapetel viimane väheneb. Alkoholidel ja karboksüülhapetel on aldehüüdidega võrreldes keemistemperatuurid märksa kõrgemad, näiteks:

| etanool | etanaal | etaanhape |
|---|---|---|
| 78 °C | 21 °C | 118 °C |

Nähtust põhjustab molekulide assotsieerumine alkoholidel ja karboksüülhapetel. Alkoholide assotsieerumist vesiniksideme abil võib väljendada järgmiselt: $(R—OH)_n$, kus *n* väljendab assotsieerunud alkoholi molekulide arvu. Karboksüülhapete assotsieerumine kulgeb samuti vesiniksidemete abil, kuid siin on tekkivad assotsiaadid dimeersed: $(R—COOH)_2$. Dimeeride püsivust tingib kaks vesiniksidet. Aldehüüdide molekulid peaaegu ei assotsieeru.

**Alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete keemilisi omadusi** saab hästi tuletada geneetilise seose skeemist (vt. skeem lk. 136).

Alkoholide dehüdraatimisel, kui kahe molekuli alkoholi kohta eraldub üks vee molekul, moodustuvad eetrid:

$$\underset{\text{etanool}}{2CH_3CH_2OH} \rightarrow \underset{\text{dietüüleeter}}{CH_3CH_2OCH_2CH_3} + H_2O$$

Estrid moodustuvad aga alkoholide reageerimisel (dehüdraatimisel) karboksüülhapetega:

$$CH_3CH_2OH + CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

Et reaktsiooni tasakaal vesilahuses on nihutatud vasakule, siis moodustub ester vee eraldamise määral.

Aldehüüdid osalevad samuti nii oksüdatsiooni- kui ka reduktsioonireaktsioonides. Oksüdeerimiseks piisab seejuures nõrkadest oksüdeerijatest, nagu $Ag_2O$ ja CuO, ja vähesest soojendamisest. Moodustuv hõbe sadestub peegelkihina nõu seintele (hõbepeeglireaktsioon), CuO aga redutseerub aldehüüdide toimel punaseks $Cu_2O$-ks. Märgitud reaktsioone kasutatakse aldehüüdide kindlakstegemiseks.

$$\underset{\text{metanaal}}{HCHO} + Ag_2O \rightarrow \underset{\text{metaanhape}}{HCOOH} + 2Ag\downarrow$$

$$CH_3CHO + 2CuO \rightarrow CH_3COOH + Cu_2O$$

Aldehüüdide redutseerumine toimub näiteks nende liitumisreaktsioonides vesinikuga:

$$\underset{\text{propanaal}}{CH_3CH_2CHO} + H_2 \xrightarrow[t^\circ]{Ni} \underset{\text{propanool}}{CH_3CH_2CH_2OH}$$

Aldehüüdid võivad ka polümeeruda ja astuda polükondensatsioonireaktsioonidesse. Eriti oluline on viimati märgitud reaktsioon, sest sellel saadakse fenoolformaldehüüdvaike.

**Karboksüülhapetele** on —COOH rühma vesiniku aatomi liikuvuse tõttu omased: a) reageerimine metallide, metallioksiidide, leeliste ning sooladega (sarnaselt mineraalhapetega) näiteks:

$$2CH_3COOH + K_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COOK + H_2O + CO_2 \text{ ja}$$

esterdusreaktsioonid, näiteks:

$$CH_3CO\boxed{OH} + \boxed{CH_3O}H \rightarrow \underset{\text{metüületanaat}}{CH_3COOCH_3} + H_2O$$

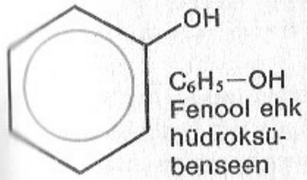
Nii nagu süsivesinike puhul, on ka hapnikku sisaldavate orgaaniliste ühendite täieliku oksüdatsiooni saadusteks $H_2O$ ja $CO_2$.

**Orgaaniliste hapnikuühendite tähtsamate esindajate iseloomustus ja kasutusalad.** **Metanool**, $CH_3OH$. Värvusetu, iseloomuliku lõhnaga äärmiselt mürgine vedelik. Põleb helesinise leegiga. Lahustub vees ja on hea vaikude lahusti. Kasutatakse veel raketikütusena ja lähteainena orgaanilises sünteesis.

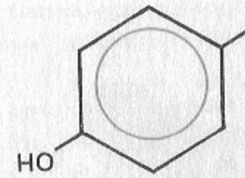
**Etanool**, $CH_3CH_2OH$ on värvusetu, iseloomuliku lõhna ja kõrvetava maitsega veest kergem vedelik. Süttib kergesti ja põleb vähe valgustava leegiga. Lahustub vees, bensiinis ja benseenis ning on hea lahusti (lahustab joodi, vaikusid, rasvu jm.). Kasutatakse ravimite ja parfümeeriatoodete valmistamisel, estrite saamisel, sünteetilise kautšuki toorainena, kütusena, alkohoolsete jookide valmistamisel jm.

**Fenoolid.** Orgaaniliste hapnikuühendite hulka kuuluvad ka fenoolid. **Fenoolideks nimetatakse ühendeid, milles üks või mitu hüdroksüülrühma on otseselt seotud benseenituumaga.** Skeemil on näitena esitatud ühealuselise ja kahealuselise fenooli valemid. Benseenituum






$C_6H_5—OH$
Fenool ehk hüdroksübenseen




$C_6H_4(OH)_2$
Hüdrokinoon ehk 1,4-benseendiool

tema molekulis tõmbab hapniku aatomi väliselektrone enda poole, mistõttu side O—H rühmas nõrgeneb ja vees katkeb. Seetõttu eraldub fenooli dissotsieerumisel vees vesinikioon, millest tingituna lahusel on happeline reaktsioon: $C_6H_5OH \rightleftarrows C_6H_5O^- + H^+$. Fenool reageerib leelistega, kusjuures moodustuvad fenolaadid:

$$C_6H_5OH + NaOH \rightarrow \underset{\text{naatriumfenolaat}}{C_6H_5ONa} + H_2O$$

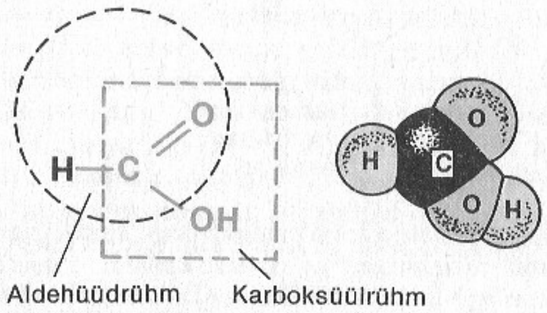
Alkoholid leelistega ei reageeri.

Fenool on värvusetu, iseloomuliku lõhnaga kristallaine. Õhu hapniku toimel muutub ta oksüdatsiooni tulemusena algul roosaks, pikemaaegsel seismisel aga tumedaks. Fenool on väga mürgine ning nahale sattudes tekitab raskesti paranevaid haavandeid. Fenooli kasutatakse lähteainena sünteeskiudainete (kapron, nailon), plastmasside (fenoolformaldehüüdplastmassid ehk fenoplastid), parkainete, värvainete, ravimite jm. tootmisel. Fenoole moodustub kivisöe, põlevkivi, puidu jt. orgaaniliste materjalide utmisel. Neid leidub ka taimedes vabalt (hüdrokinoon, tümool) või seotult. Fenoole esineb organismide ainevahetuse jääkainetes, näiteks uriinis. Eesti põlevkivist saadavas õlis on fenoole umbes 20%. Neist toodetakse parkaineid, mürkkemikaale, liimvaike (näiteks liim DFK), fenoolformaldehüüdplastmasse jm.

Paljud fenoolid, sealhulgas ka Eesti põlevkivi töötlemisel tekkivad fenoolid on mürgised. Fenoole sisaldavate tööstuse heitvete sattumine looduslikesse veekogudesse põhjustab veekogude saastumist, mis omakorda toob kaasa sealse fauna ja floora hukkumise.

**Metanaal** ehk **formaldehüüd**, HCHO. Terava lõhnaga, värvusetu mürgine gaas. Lahustub vees ja on kasutusel 40%-lise vesilahusena, nn. formaliinina. On desinfitseeriva toimega. Metanaal on väga reaktsioonivõimeline. Ta redutseerib $Ag_2O$ ja CuO vastavalt hõbedaks ja vask(I)oksiidiks. Fenooliga annab ta vaike, mistõttu teda kasutatakse fenoolformaldehüüdvaikude saamiseks. Metanaalist lähtudes saadakse ka urotropiini (neeruhaiguste ravim ja kuivpõletusaine) jt. ravimeid (kaltseks), samuti kasutatakse teda nahkade parkimisel, anatoomiliste preparaatide säilitamisel jm.

**Metaanhape** ehk **sipelghape**, HCOOH. Värvusetu, terava lõhnaga liikuv vedelik. Vee ja etanooliga seguneb igas vahekorras. Tugevalt söövitava toimega, nahale sattudes tekitab ville. Moodustab soolasid — metanaate. Redutseerib $Ag_2O$ hõbedaks nagu aldehüüdidki, sest sisaldab aldehüüdrühma. Kasutatakse naha parkimisel, kangaste viimistlemisel, desinfitseeriva ja konserveeriva ainena.




**Etaanhape ehk äädikhape,** $CH_3COOH$. Värvusetu, terava lõhnaga hügroskoopne vees hästi segunev vedelik. Sulamistemperatuurist (+16,6 °C) madalamal temperatuuril sarnaneb jääga, mistõttu kontsentreeritud äädikhapet nimetatakse jää-äädikhappeks. 70—80%-list etaanhapet nimetatakse äädikaessentsiks, lahjendatud (6—9%-list) etaanhapet, mida kasutatakse kulinaarias, aga äädikaks. Äädikhape on söövitava toimega, dissotsieerub vees ja moodustab soolasid — etanaate ehk atsetaate. Kasutatakse maitseainena, ravimite valmistamiseks, estrite saamiseks, atsetüültselluloosi tootmiseks jm.

**Stearhape,** $C_{17}H_{35}COOH$. Tahke vahataoline aine, mida sisaldub estrina rasvades. Rasvhappe naatriumi- või kaaliumisoolad moodustavad seebi.

**Olehape,** $C_{17}H_{33}COOH$. Värvusetu ja lõhnatu vedelik. 14 °C madalamal temperatuuril esineb tahkena. Õhus oksüdeerub pruunikaks vedelikuks. On estrina kõigis rasvades. Küllastumata karboksüülhappena moodustab katalüütilisel hüdrogeenimisel küllastunud happe — stearhappe. Kasutatakse kreemide, seepide, ravimite ja mitmesuguste määrete valmistamiseks. Olehappe seebid lahustuvad paremini kui stear- ja palmithappe seebid, mistõttu neid kasutatakse villa ja kangaste pesemisel. Olehapet sisaldavaid õlisid kasutatakse õlilakkide, värvide ja värnitsate valmistamiseks.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Miks karboksüülhapetel on happelised omadused, alkoholid on aga neutraalsed ained, kuigi mõlemad sisaldavad hüdroksüülrühma —OH?
2. Mille poolest hüdroksüülrühm alkoholide koostises erineb hüdroksiidrühmast aluste koostises?
3. Miks aldehüüdid ei dissotsieeru vesilahustes sarnaselt karboksüülhapetega?
4. Milles seisneb geneetiline seos alkoholide, aldehüüdide ja karboksüülhapete vahel? Avaldage see üldvalemeid kasutades skeemina.
5. Millega seletada, et etanool põleb vaevalt märgatava leegiga?
6. Kuidas on võimalik, lähtudes formaliinist, saada metanaali?
7. Happeliste omaduste tõttu nimetati fenooli varem karbolhappeks. Mis õigustab sellist nimetust?

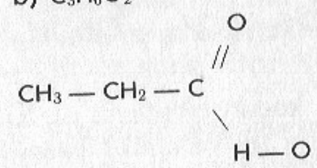


8. Miks tööstuses ja olmes kasutatakse terminit „piiritus", aga mitte „etanool"?
9. Mis on puskar ja miks selle kasutamine alkohoolse joogina on tervisele eriti ohtlik?
10. Miks äädikhappe lahusele vee lisamisel lahuse elektrijuhtivus suureneb?
11. Esitatud on kahe orgaanilise ühendi molekul- ja struktuurivalemid. Parandage viimastes esinevad vead ja kirjutage vastavate ainete nimetused:

a) $C_2H_4O$

$CH_3 — C — O — H$

b) $C_3H_6O_2$




## 4. Orgaanilised lämmastikuühendid ja nendevaheline seos.

Orgaanilised lämmastikuühendid sisaldavad lisaks süsinikule, vesinikule ja hapnikule veel element lämmastikku. Orgaaniliste lämmastikuühendite hulka kuuluvad näiteks **nitroühendid, amiinid, valgud** jt. Valke käsitleme aga looduslike orgaaniliste ühendite hulgas.

**Orgaanilisi lämmastikuühendeid liigitatakse** samuti funktsionaalsete rühmade alusel. Nitroühenditel on funktsionaalseks rühmaks nitrorühm ($—NO_2$), amiinidel aminorühm ($—NH_2$); aminohapetel on aga funktsionaalseid rühmi kaks (aminorühm ja karboksüülrühm) või enam.

**Nitroühendid** on süsivesinike derivaadid, mille molekulis nitrorühm $—NO_2$ on otseselt seotud süsivesinikradikaaliga. Nitroühendite üldvalem on $R—NO_2$, milles R võib olla alküülradikaal ($—CH_3$, $—CH_2CH_3$) või siis aromaatsest tuumast pärit arüül- ehk fenüülradikaal ($—C_6H_5$). Viimasel juhul on tegemist **aromaatsete nitroühenditega.**

Amiinid on ammoniaagi $NH_3$ derivaadid, milles üks kuni kolm vesiniku aatomit on asendunud süsivesinikradikaaliga. Amiinide tulemisel ammooniumrühmast on võimalik asendada kõik neli vesiniku aatomit ja saada kvaternaarseid amiine. Sõltuvalt asendatud vesiniku aatomite arvust moodustuvad kas a) **primaarsed**, b) **sekundaarsed**, c) **tertsiaarsed** või d) **kvaternaarsed** amiinid, näiteks:

a) $CH_3 — NH_2$ (primaarne amiin) metüülamiin

b) $CH_3$ NH $CH_3CH_2$ (sekundaarne amiin) metüületüülamiin

$C_6H_5—NH_2$ fenüülamiin

Nagu näidetest nähtub, võivad ka amiinide puhul radikaalideks olla kas alküül- või arüülradikaalid. Tähtsamateks amiinideks on primaarsed amiinid, mille üldvalem on $R—NH_2$, kusjuures funktsionaalse rühmana esineb aminorühm $—NH_2$.

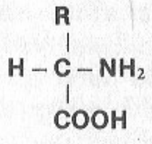
**Aminohapped** on karboksüülhapete derivaadid, mille molekulis süsivesinikradikaali üks või mitu vesiniku aatomit on asendunud

aminorühmaga —$NH_2$. Aminohapetes on seega mitu funktsionaalset rühma (—COOH ja —$NH_2$).

$NH_2-\overset{2}{C}H_2-\overset{1}{C}OOH$ 2-aminoetaanhape ehk α-aminoetaanhape (glütsiin)

$NH_2-\overset{3}{C}H_2-\overset{2}{C}H_2-\overset{1}{C}OOH$ 3-aminopropaanhape ehk β-aminopropaanhape

Valkude koostisosadena on bioloogiliselt tähtsad 2- ehk α-aminohapped, mille üldvalemiks saame: *R*—CH($NH_2$)—COOH, ehk struktuurselt:



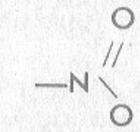
Nitroühendite, amiinide ja aminohapete funktsionaalsed rühmad, üldvalemid ja tähtsamate esindajate struktuur on toodud tabelis 9.4.

**Tabel 9.4.**

**Orgaaniliste lämmastikuühendite võrdlus.**

| Orgaaniline lämmastikuühend ja üldvalem | Funktsionaalne rühm | Tähtsamad esindajad |
|---|---|---|
| **Nitroühendid** *R*—$NO_2$ | —$NO_2$ | $CH_3CH_2NO_2$ nitroetaan<br>$C_6H_5NO_2$ nitrobenseen |
| **Amiinid** *R*—$NH_2$ | —$NH_2$ | $CH_3NH_2$ metüülamiin<br>$C_6H_5NH_2$ fenüülamiin ehk aniliin |
| **Aminohapped** *R*—CH($NH_2$)—COOH | —$NH_2$ ja —COOH | $NH_2CH_2COOH$ 2-aminoetaanhape<br>$NH_2C_6H_4COOH$ alfa-aminobenseenkarboksüülhape |

Orgaaniliste **lämmastikuühendite struktuuri** iseloomustamiseks meenutame lämmastiku aatomi ehitust. Lämmastiku aatomi välisel elektronkihil on kolm paardumata elektroni ning veel vaba elektronipaar, millega doonor-aktseptorsideme vahendusel võib moodustada neljanda kovalentse sideme või vesiniksideme. Nitrorühmas ongi lämmastik neljavalentne:



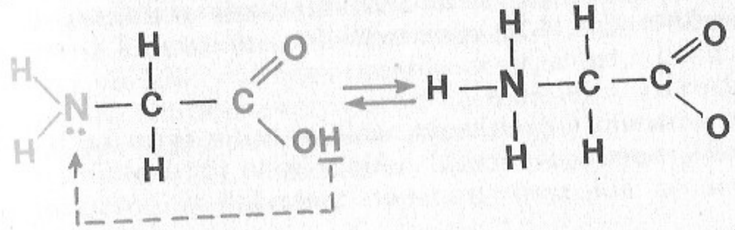
nitrorühm —$NO_2$



Nitrorühma ja süsivesinikradikaali vastasmõju tulemusena moodustubki iseloomulik nitroühendite klass.

Amiinide struktuuris, mis määrab nende omadused, on samuti oluline osa lämmastiku aatomi vabal elektronipaaril, mis määrab amiinide iseloomulikud omadused. Amiinidel esineb siin analoogia ammoniaagiga — nende mõlemate vesilahustel on aluseline reaktsioon. Doonor-aktseptorsidemega seovad amiinid (nii nagu $NH_3$ puhul) lahuses esinevaid vesinikioone, mille tulemusena moodustuvad kompleksioonid ja lahusesse jääb —OH ioonide liig: $NH_3 + H^+ \rightarrow [NH_4]^+$ $RNH_2 + H^+ \rightarrow [RNH_3]^+$

Aminohapete struktuuri peetakse soolalaadseks. Sellele viitavad mitmed asjaolud, näiteks paljude aminohapete vesilahuste peaaegu neutraalne reaktsioon (pH≈6,8) nagu sooladel. Molekulisisesed rühmad — happelise iseloomuga —COOH ja aluselise iseloomuga —$NH_2$ rühm — reageerivad omavahel teineteist neutraliseerides. Selles protsessis eraldub karboksüülrühmast vesinikioon, mis ühineb sama molekuli aminorühmaga lämmastiku aatomi vaba elektronipaari abil: moodustub sisesool, milles on seondunud funktsionaalsed rühmad ning vesilahuses ei esine vesinik- ega hüdroksiidioonide liiga.



Nagu skeemilt nähtub, esinevad aminohapped vesilahustes bipolaarsete ioonidena: $^{+}NH_3—CH_2—COO^{-}$. Ioonide esinemise tõttu juhivad aminohapete vesilahused elektrit. Aminohapetest saadud lahused, milles —$NH_2$ ja —COOH rühmade arv erineb, värvivad indikaatoreid.

**Nitroühendite, amiinide ja aminohapete saamine ning omadused.** Nitroühendeid saadakse süsivesinike nitreerimisel lämmastikhappega kontsentreeritud väävelhappe juuresolekul, näiteks:

$$C_6H_6 + HNO_3 \xrightarrow[(H_2SO_4)]{} \underset{\text{nitrobenseen}}{C_6H_5NO_2} + H_2O$$

Nitrobenseen on iseloomuliku lõhnaga mürgine vedelik.
Amiine saadakse omakorda nitroühendite redutseerimisel:

$$C_6H_5NO_2 \xrightarrow{6H} \underset{\text{fenüülamiin}}{C_6H_5NH_2} + 2H_2O$$

Redutseerimine amiinideks on nitroühendite tähtsaim keemiline omadus. **Amiinid** on **orgaanilised alused**. Juba amiinide struktuuriga tutvumisel tõdesime, et nende vesilahustel on aluseline reaktsioon:

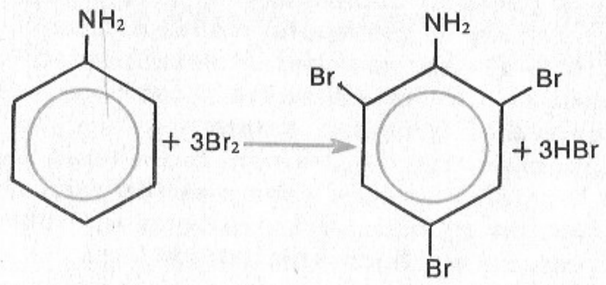
$$RNH_2 + H_2O \rightarrow RNH_3^{+} + OH^{-}$$

Tänu aminorühma lämmastiku aatomi vabale elektronipaarile reageerivad amiinid kui alused hapetega, moodustades soolasid:

$$CH_3NH_2 + HBr \rightarrow CH_3NH_3^+ Br^-$$ (metüülammooniumbromiid)

$$C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_6H_5NH_3^+ Cl^-$$ ehk $C_6H_5NH_2 \cdot HCl$
(fenüülammooniumkloriid)

Aminorühma mõju tõttu benseenituumale on selle vesiniku aatomid liikuvamad ning aromaatne amiin — fenüülamiin — reageerib kergesti broomiga:




Fenüül-amiin — Tribromofenüül-amiin

Tribromofenüülamiini ehk tribromoaniliini tekke tõttu kaob reaktsiooniks võetud broomivee värvus. Aminorühma tõttu oksüdeeruvad aromaatsed amiinid hõlpsasti (benseen teatavasti on oksüdeerijate suhtes püsiv).

**Aminohapped moodustuvad** taimedes anorgaanilistest ühenditest (nitraatidest jm.). Et loomorganismid suudavad sünteesida vaid üksikuid aminohappeid, siis tuleb neil vajalike spetsiifiliste kehavalkude ülesehitamiseks tarvitada taimseid aminohappeid ja valke. Valdav osa aminohappeid sünteesitakse mikrobioloogiliselt. Aminohappeid sünteesitakse ka ammoniaagist ja karboksüülhapete halogeenderivaatidest ning mitmetel teistel viisidel:

$$CH_3COOH + Cl_2 \rightarrow \underset{\displaystyle Cl}{CH_2COOH} + HCl$$

$$\underset{\displaystyle Cl}{CH_2COOH} + 2NH_3 \rightarrow \underset{\displaystyle NH_2}{CH_2}-COOH + NH_4Cl$$

2-kloroetaanhape — 2-aminoetaan-hape ehk glütsiin

Et aminohapped (2-aminohapped) on valkude hüdrolüüsi lõppsaadusteks, siis saadakse neid valkude hüdrolüüsil.

Soolataoline ehitus avaldub aminohapete nii füüsikalistes kui ka keemilistes omadustes. Aminohapped on kristalsed ained, mis lahustuvad hästi vees, halvasti aga mittepolaarsetes lahustites (benseenis, bensiinis). Neil on kõrged sulamistemperatuurid ning nad ei lendu. Aminohapped on amfoteersed, kuna happelises keskkonnas (vesinikioonide kontsentratsiooni tõstmisel) dissotsieeruvad nende bipolaarsed ioonid katioonidena, aluselises keskkonnas ($OH^-$ ioonide kontsentratsiooni tõstmisel) aga anioonidena:

$$^+NH_3 - CH_2 - COO^- + H^+ \rightarrow {}^+NH_3 - CH_2 - COOH$$ (katioon)

$$^+NH_3 - CH_2 - COO^- + OH^- \rightarrow NH_2 - CH_2 - COO^- + H_2O$$
(anioon)

Amfoteerse iseloomu tõttu võivad aminohapped reageerida nii leeliste kui ka hapetega, kusjuures tekivad soolad, näiteks:

$$NH_2CH_2COOH + NaOH \rightarrow NH_2CH_2COONa + H_2O$$
naatriumaminoetanaat

$$NH_2CH_2COOH + HCl \rightarrow HCl \cdot NH_2CH_2COOH$$ ehk
$[NH_3CH_2COOH]^+ Cl^-$
2-aminoetaanhappe vesinikkloriid

**Orgaaniliste lämmastikuühendite tähtsamate esindajate iseloomustus ja kasutamine. Nitrobenseen**, $C_6H_5NO_2$. Mõrumandli lõhnaga kollakas vedelik, mis vees praktiliselt ei lahustu. Lahustub etanoolis ja benseenis. Nitrobenseeni aurud on mürgised. Ta redutseerub monovesinikuga fenüülamiiniks ehk aniliiniks. Kasutatakse põhiliselt fenüülamiini tootmiseks. Kasutamist leiab ka odava lõhnaainena parfümeerias.

**Fenüülamiin ehk aniliin**, $C_6H_5NH_2$. Värvusetu, veidi õlikas omapärase lõhnaga mürgine vedelik. Õhus tumeneb ta oksüdeerumise tõttu kergesti. Vees lahustub vähesel määral, paljudes orgaanilistes lahustites aga hästi. Oksüdeerijate ($K_2Cr_2O_7$) toimel muutub fenüülamiini vesilahus algul tumeroheliseks, siis siniseks ja lõpuks mustaks. Seda, nn. aniliinmusta kasutatakse riide- ja nahavärvina. Aniliin on lähteaineks ka ravimite, lõhna- ja lõhkeainete, plastmasside, kummivulkanisaatorite, fotoilmutite jm. valmistamisel.

**Fenüülamiini avastamiseks kasutatakse tema oksüdatsioonireaktsiooni kloorlubjaga**, mille tulemusena tekib lilla värvusega aine. Reaktsioon on väga tundlik.

**Aminohapete tähtsus. 2-aminohapped ehk α-aminohapped** on bioloogiliselt olulisimad aminohapped (glütsiin, alaniin, valiin, leutsiin jt.), sest neist ehitatakse üles valgud. Just osalemine valkude ehitusühikutes on aminohapete põhifunktsioon. Üldse tuntakse palju erinevaid aminohappeid, kuid loomade (sealhulgas ka inimese), taimede, mikroobide ja viiruste valkude ülesehituses osaleb tavaliselt üksnes 20 aminohapet. Kümmet aminohapet neist 20-st pole loomorganism võimeline sünteesima (lüsiin — Lys, histidiin — His, fenüülalaniin — Phe, leutsiin — Leu, isoleutsiin — Ile, arginiin — Arg, metioniin — Met, trüptofaan — Thr, treoniin — Tre ja valiin — Val).

Neid aminohappeid nimetatakse **asendamatuteks.** Kõik ülejäänud aminohapped, mida on valkudes leitud, kuuluvad **asendatavate** aminohapete hulka.

Organismid saavad aminohappeid valdavalt tavalise toitumise kaudu. Haiguste puhul tarvitatakse aga mõnesid valmis aminohappeid nõrga organismi toitmiseks või siis pärast raskeid operatsioone, et mitte koormata seedetrakti. Mõnesid aminohappeid kasutatakse aga otse ravimitena, näiteks histidiini maohaavandtõve puhul, glutamiinhapet — närvihaiguste puhul jne. Glutamiinhappe naatriumisoola — naatriumglutamaati lisatakse ka maitseainena lihapuljongitele jt. toitudele. Meditsiinis on kasutusel ka looduslikud antibiootikumid (gramitsidiin), mis koosnevad aminohapetest. Ka mitmed hormoonid, näiteks ajuripatsi tagasagara hormoonid vasopressiin ja oksütotsiin koosnevad aminohapetest. Esimene neist reguleerib vererõhku, teine stimuleerib silelihaste kontraktsiooni. Toidu küpsetamisel, pagari- ja kondiitritööstuses levivad meeldivad aroomid on muu hulgas tingitud süsivesikute ja aminohapete reaktsioonisaadustest. Nimetatud protsess kulgeb ka leivakooriku tekkel.

Mõned aminohapped, näiteks **aminokapronhape** ja **aminoõnanthape** on lähteaineteks tehiskiudainete tootmisel. Esimesest saadakse kapronit, teisest önanti.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

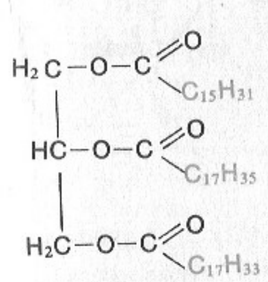
1. Põhjendage, miks amiinide vesilahustel esineb aluseline reaktsioon.
2. Etaanhappel ja 2-aminoetaanhappel on orgaanilistele hapetele iseloomulik karboksüülrühm. Miks esimene moodustab dissotsiatsioonil happelise keskkonna, teine aga mitte?
3. Benseen on oksüdeerijate suhtes vastupidav, fenüülamiin ehk aniliin aga mitte. Milline praktiline tähtsus tuleneb viimasest asjaolust?
4. Kirjutage järgmiste ühendite valemid: a) nitropropaan, b) fenüülamiin, c) dietüülmetüülamiin, d) 2-aminopropaanhape, e) etüülpropüülamiin, f) dimetüületüülamiin.
5. Kirjutage järgmiste ühendite nimetused: a) $C_3H_5(OH)_3$, b) $C_3H_7OH$, c) $CH_3CH_2COOH$, d) HCHO, e) $(CH_3COO)_2Ca$, f) $CH_3CH(NH_2)COOH$, g) $C_6H_5OH$.
6. Kirjutage võrrandid järgmiste reaktsioonide kulgemise kohta: benseen→nitrobenseen→fenüülammooniumbromiid.
7. Kirjutage reaktsioonivõrrandid näitamaks a) alumiiniumhüdroksiidi, b) 2-aminoetaanhappe amfoteersust.

**5. Orgaanilised ja anorgaanilised elutähtsad ühendid.** Inimene vajab iga päev mitmesuguseid **toitaineid**, nagu rasvu, süsivesikuid ja valke, kuid samuti vitamiine, mineraalsoolasid ja vett. Neid saadakse toiduainetest. Toitained kuuluvad organismi koostisse talle omasel kujul. Rasvu, süsivesikuid ja valke leidub looduses laialdaselt, neid sisaldavad peaaegu kõik taim- ja loomorganismid. Seepärast võime neist rääkida kui looduslikest orgaanilistest ühenditest. Sõltuvalt

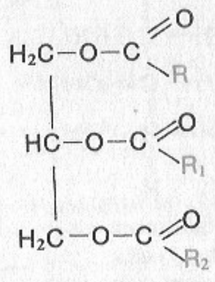


struktuurist ja omadustest täidavad märgitud ühendiklassid organismide elutegevuses erinevaid funktsioone.

**Rasvade, süsivesikute ja valkude struktuur. Rasvad on glütserooli ja rasvhapete segaestrid,** peamiselt glütserooli estrid stear-, palmitning olehappega.



Glütserooli segaester



Rasva üldvalem

Kõrgemate karboksüülhapete ja glütserooli estrite üldiseks nimetuseks on **glütseraadid.** Looduslikud rasvad sisaldavad glütseraate koos lisanditega: vitamiinid, süsivesikud, orgaanilised happed, valkained jm.

**Süsivesikud** on kõige levinumad orgaanilised ühendid. Nad koosnevad süsinikust, vesinikust ja hapnikust, kusjuures tavaliselt on viimaste suhe molekulis sama mis vees:

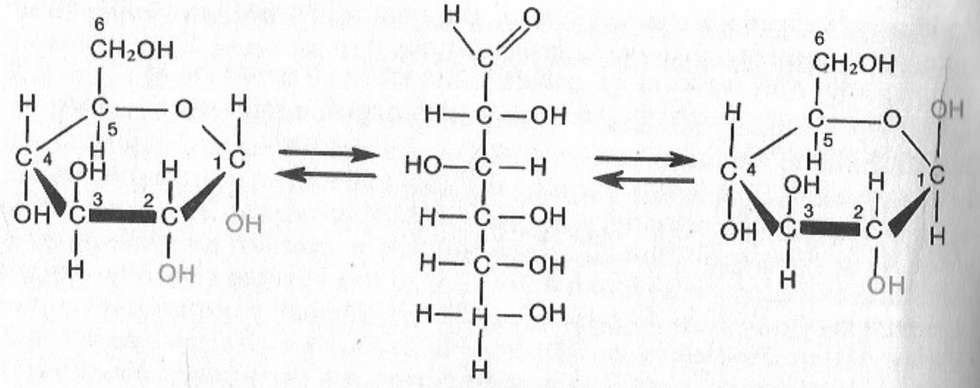
$C_6H_{12}O_6$ (glükoos) — $C_6(H_2O)_6$

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (sahharoos) — $C_{12}(H_2O)_{11}$

üldvalem: $C_n(H_2O)_m$

Lihtsüsivesikuid tuntakse **monosahhariidide** ehk **monooside** nimetuse all (glükoos ja fruktoos). Kahest ja enamast (kuni 10) monoosijäägist koosnevaid süsivesikuid nimetatakse **oligosahhariidideks.** Neist tähtsamad on kahest monoosijäägist koosnevad disahhariidid (sahharoos, maltoos jt.). Enam kui kümnest monoosijäägist koosnevaid süsivesikuid tuntakse **polüsahhariididena** (tärklis, tselluloos). Oligo- ja polüsahhariidid lagunevad hapetega töötlemisel monosahhariidide molekulideks. Glükoosil on tsükliline ehitus. Juhul kui 1. ja 2. süsiniku aatomi juures paiknevad hüdroksüülrühmad on ühel pool tsükli tasapinda, kannab see glükoosi isomeer **α-glükoosi** nimetust. Kristalne glükoos on α-glükoos. Vesilahuses moodustub glükoosi isomeer — **β-glükoos,** mille tsüklis on 1. ja 2. süsiniku aatomi juures asuvad hüdroksüülrühmad tsükli tasapinna erinevatel pooltel. Üleminekuvormina α-glükoosist β-glükoosiks esineb glükoosi kolmas isomeer — glükoosi ahel- ehk aldehüüdne vorm. Aldehüüdrühma esinemise tõttu selles isomeeris on glükoos redutseerija ning oksüdeerub ise glükoonhappeks (hõbepeeglireaktsioon).

Sahharoos koosneb kahest monoosijäägist — glükoosi (Gl) ja fruktoosijäägist, mille tsüklilised molekulid on seotud hapnikusilla kaudu. Üldkujul võib seda väljendada järgmiselt:

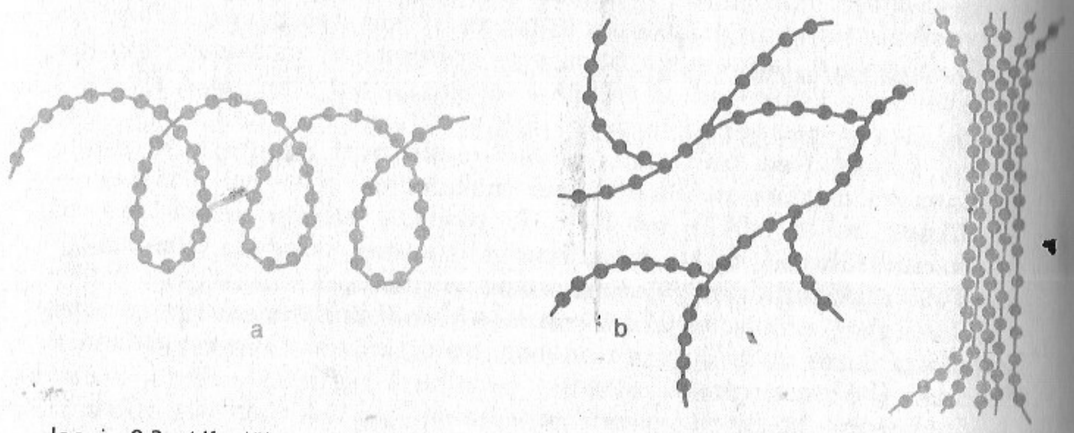


α-glükoos | Glükoosi ahel- ehk aldehüüdne vorm | β-glükoos

Ka polüsahhariidid — tärklis ja tselluloos — koosnevad monoosijääkidest: tärklis — alfa-, tselluloos aga beetaglükoosijääkidest. Tärklise koostisse kuuluvad kaks polüsahhariidi: **amüloos** ja **amülopektiin**. Nende erinevus põhineb erineval ehitusel. Amüloosil on lineaarne spiraalne ahel (joonis 9.3a), amülopektiinil aga hargnenud ahel (joonis 9.3b).

Tselluloos erineb struktuurilt tärklisest ka polümeeri molekuli ahela pikkuse ja hargnevuse poolest. Tselluloosi makromolekul ei ole hargnenud nagu amülopektiinil ega spiraaliks keerdunud nagu amüloosil, vaid moodustab hargnemata ahelaga kiude, mis seonduvad kimpudeks (joonis 9.4).

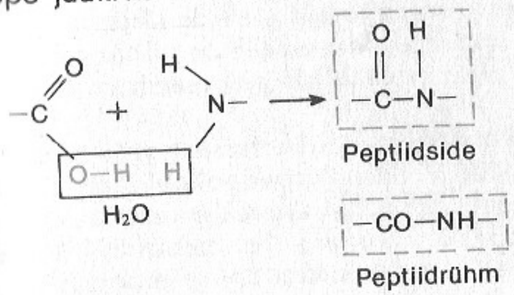
**Valgud** on kõrgmolekulaarsed lämmastikku sisaldavad orgaanilised ained, milles monomeerideks on α-aminohappe jäägid — **biopolümeerid**. Polümeerses valgu molekulis on aminohappe jäägid seotud tugevate kovalentsete sidemete — **peptiidsidemete** abil. Aminohapete kondenseerumine kõrgmolekulaarsesse ahelasse kulgeb




Joonis 9.3. Alfaglükoosijääkidest amüloosi (a) ja amülopektiini (b) struktuur.
Joonis 9.4. Beetaglükoosijääkidest tselluloosi makromolekuli kiududest kimp.



ühe happe karboksüülrühma ja teise happe aminorühma arvel ühe vee molekuli eraldamise ja aminohapete ülejäänud osade — aminohappe jääkide — ühinemise teel:

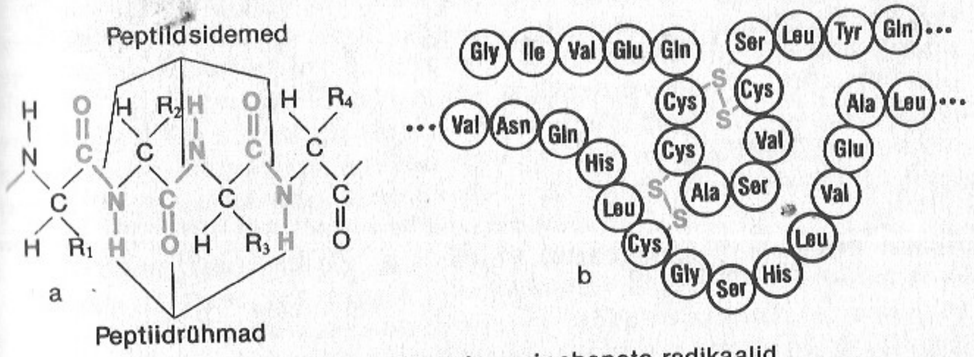



Aatomiterühma —CO—NH— nimetatakse **peptiidrühmaks** või ka **amiidrühmaks** ning selle abil moodustuvat sidet **peptiid-** ehk **amiidsidemeks**. Kahe aminohappe jäägi baasil moodustunud ühendit nimetatakse **peptiidiks**. Paljusid aminohappe jääke sisaldavat ühendit nimetatakse **polüpeptiidiks**. Kõik valgud kujutavad endast polüpeptiide, sest nad koosnevad rohketest aminohappe jääkidest.

Nüüdisaegsete uurimismeetoditega on kindlaks tehtud valgu molekulide a) primaar-, b) sekundaar-, c) tertsiaar- ja d) kvaternaarstruktuur.

**Valgu molekulide primaarstruktuuri** ehk esmase struktuuri all mõistetakse aminohapete jääkide hulka ja järjestust valgu molekulis. Kui aminohapet tähistada üldvalemiga $H_2N—CH(R)—COOH$, siis võib

sellest ehitada näiteks valgu primaarstruktuuri (joonis 9.5a). Siin esineb valkudel sarnasus polüsahhariididega — nende makromolekulid koosnevad monoosijääkidest, valgu molekulid aga alfa-aminohapete jääkidest. Valkude molekulides võib aga olla kuni 20 erinevat alfa-aminohappe jääki, kusjuures primaarstruktuur määrab ära nende asukoha valgu molekulis.



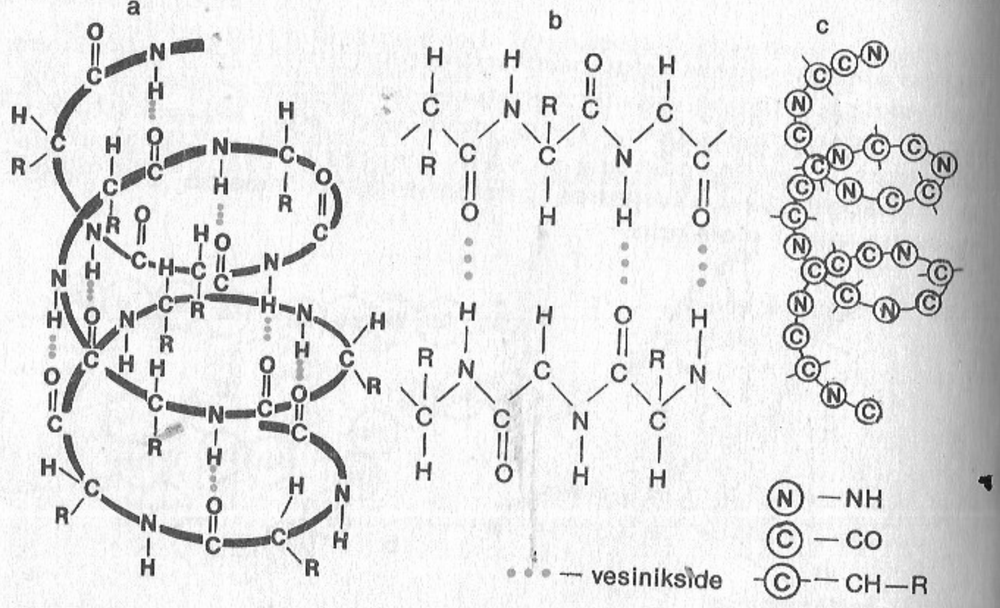

Joonis 9.5. Valgu molekuli primaarstruktuur: a) alfa-aminohapete jääke siduvad peptiidrühmad, b) lõik insuliini primaarstruktuurist.

Tähistades aminohapete jääke lühendatult (Glü — glütsiin, Ala — alaniin, Val — valiin jne.), saame valgu primaarstruktuuri kujutada joonisel 9.5b esitatud viisil. Primaarstruktuur määrab valkude eriomadused, nende spetsiifilisuse. Aminohappe jääkide järjekorra väikseimgi muutumine antud valgu polüpeptiidses ahelas põhjustab valgu omaduste olulist muutumist. Valgu molekulide primaarstruktuur kujuneb pärilikkuse alusel.

**Valgu molekulide sekundaarstruktuuri** ehk teisest struktuuri iseloomustab aminohapete jääkide ahela kruvitaoline keerdumine (joonis 9.6). Keerdumise põhjuseks on molekulisiseste vesiniksidemete moodustumine amiidsete vesiniku aatomite ja karbonüülrühmade vahele. Vesiniksidemed paiknevad selle vedrutaolise moodustise — heeliksi — teljega rööbiti külgnevate keerdude vahel. Taoline ruumiline ehitus mõjutab valgu molekulide omadusi, andes valgule iseloomuliku elastsuse, vastupidavuse jm. Sekundaarstruktuur võib erinevatel valkudel sõltuvalt molekuli koostisest, molekulmassist ja keskkonnatingimustest modifitseeruda.

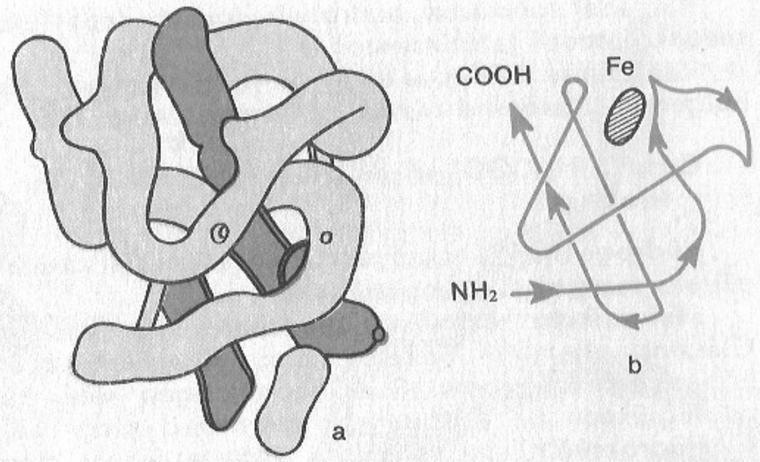
**Valgu molekulide tertsiaarstruktuur** ehk kolmandane struktuur moodustub polüpeptiidahela heeliksite üksteisest läbipõimumise ja kokkukägardumise tulemusena (joonis 9.7). Sellise kompaktse kolmemõõtmelise struktuuri kujunemises osalevad vesiniksidemete kõrval veel nn. disulfiidsidemed —S—S— (vt. joonist 9.5b) jt.

**Valgu molekulide kvaternaarstruktuur** ehk neljandane struktuur esineb juhul, kui kombineeruvad eespool nimetatud struktuuridega polüpeptiidahelad (joonis 9.8). Niisugune struktuur on näiteks hemo-

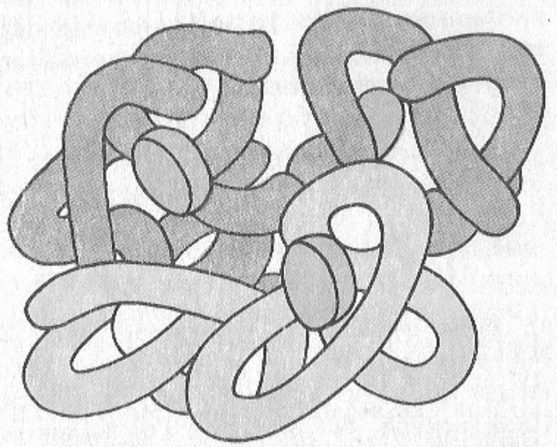



Joonis 9.6. Valgu molekuli sekundaarstruktuur: *a* — spiraaliks keerdunud valgu molekul (näidatud on ka vesiniksidemed ja külgahelad), *b* — lõik —CO ja —NH rühmade vahel esinevate vesiniksidemetega, mis seovad spiraali keerde, *c* — spiraalne põhiahel ilma külgahelateta.






Joonis 9.7. Valgu molekuli tertsiaarstruktuur: *a* — müoglobiini molekuli mudel, *b* — polüpeptiidahela suund.



Joonis 9.8. Valgu molekuli kvaternaarstruktuur.

globiinil, mille molekul on moodustunud neljast polüpeptiidahelast. Kvaternaarse struktuuriga on paljud ensüümid.

Tehakse vahet liht- ja liitvalkude vahel. **Lihtvalkude** ehk **proteiinide** molekulid sisaldavad ainult alfa-aminohapete jääke, **liitvalkude** ehk **proteiidide** molekulides on aga veel lisaks orgaanilisi (rasvad, sahhariidid jt.) ja anorgaanilisi ühendeid (fosforhapet jm.). Sõltuvalt mitte-valgulistest lisanditest eristatakse glükoproteiide (sisaldavad süsivesikuid), lipoproteiide (sisaldavad rasvu jt. rasvataolisi aineid), metalloproteiide (sisaldavad kompleksselt seotud metalliaatomeid, nagu magneesiumi klorofüllis, rauda hemoglobiinis) jt.

**Rasvade, süsivesikute ja valkude omadused.** Rasvad on tahked või vedelad vees praktiliselt lahustumatud ained. Küllastunud rasvhappe radikaali sisalduse korral on rasv tahke (tristeraat, tripalmitaat), küllastumata rasvhappe radikaali esinemise korral aga vedel (trioleaat).

**Rasvu kui estreid iseloomustab hüdrolüüsireaktsioon:**

$$C_3H_5(—O—OC—R)_3 + 3H_2O \overset{t^\circ,\ p,}{\rightleftharpoons} 3R—COOH + C_3H_5(OH)_3$$

Rasvade tööstuslik hüdrolüüs toimub leelistega keetmisel. Nii saadakse seepi ja glütserooli.

Räästumise vältimiseks rasvu (eriti vedelaid rasvu — vaala- ja hülgerasva, taimseid rasvu) hüdrogeenitakse:

$$\underset{\text{trioleaat}}{C_3H_5(C_{17}H_{33}COO)_3} + 3H_2 \xrightarrow{Ni} \underset{\text{tristearaat}}{C_3H_5(C_{17}H_{35}COO)_3}$$

Hüdrogeenimisel saadavat tahket salomassi kasutatakse toidurasva, näiteks margariini valmistamiseks.

**Süsivesikute** keemilised omadused sõltuvad nende struktuurist. Glükoosi ahelvorm näiteks annab aldehüüdrühma sisalduse tõttu hõbepeeglireaktsiooni. Reaktsioon kulgeb seni, kui kogu alfa- ja beetaglükoos on ahelvormiks muutunud ning see oksüdeerunud.

Hüdroksüülrühma esinemise tõttu molekulis moodustab glükoos nagu alkoholidki estreid. Ka tselluloos annab hapetega reageerimisel estreid. Hüdroksiididega moodustavad glükoos, fruktoos ja sahharoos sahharaate. **Oligo- ja polüsahhariididele on iseloomulikud hüdrolüüsireaktsioonid**, mis kulgevad mineraalhapete toimel ja mille tulemusena moodustuvad monosahhariidid:

$$\underset{}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{glükoos}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fruktoos}}{C_6H_{12}O_6}$$

$$\underset{\text{tärklis}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O \longrightarrow \underset{\text{glükoos}}{nC_6H_{12}O_6}$$

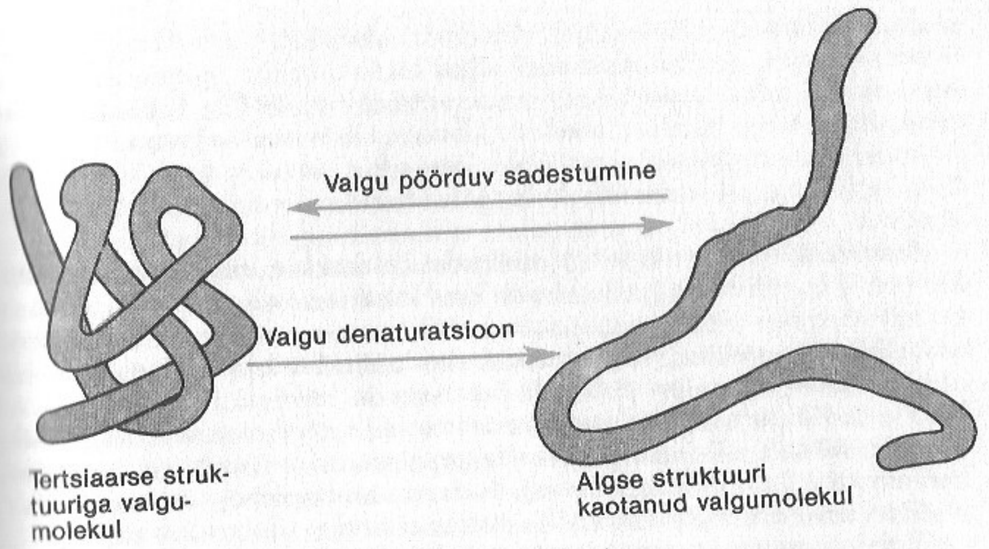
Neis omadustes peegeldub ka sahhariidide omavaheline seos. Näitena selle kohta, kuidas sama koostise puhul, kuid ahela erinevatest kujudest põhjendatult, on ühenditel erinevad omadused, võib tuua tärklise. Nii amüloos kui ka amülopektiin on üles ehitatud alfaglükoosi jääkidest, seejuures amülopektiin annab kolloidlahuse ning võtab osa kliistri moodustamisest, amüloos aga lahustub vees ega osale kliistri moodustumises.

Amüloos tekitab joodiga sinise, amülopektiin aga violetse värvusega aine — klatraadi, mis soojendamisel laguneb (värvus kaob).

**Valkudel** on sarnaselt aminohapetega amfoteersed omadused, sest valgu molekuli koostisse kuulub happeline karboksüülrühm ja aluseline aminorühm. Valgu molekulis on positiivsete ja negatiivsete ioonide laeng võrdne. Aluselises keskkonnas reageerib valk anioonina, happelises keskkonnas aga katioonina.

Valkude omadustele ei avalda mõju mitte üksnes peptiidne struktuur, vaid ka molekulide kuju. See kuju võib muutuda näiteks kuumutamisel, hapete ja leeliste või raskmetallide soolade ja mitmete teiste ühendite toimel. Tulemusena ei täida valgud enam neile omaseid funktsioone ning nad sadestuvad. Protsessi olemus seisneb vesinik-, sulfiid- ja teiste sidemete katkemises ning valgu kvaternaar-, tertsiaar- või sekundaarstruktuuri lagunemises. Valgu molekuli heeliks keerdub lahti, kuid tugevad kovalentsed peptiidsidemed jäävad, mistõttu jääb






Joonis 9.9. Valgu pöörduv ja pöördumatu sadestumine.

puutumata molekuli primaarstruktuur. Viimase purunemine kulgeb valgu hüdrolüüsil. Valkude sadestumine võib olla pöörduv või pöördumatu (joonis 9.9). Esimesel juhul valkude esialgne struktuur taastub vähem või rohkem pärast vastavate mõjurite toime lakkamist ja valk saab oma endised omadused ning funktsioonid tagasi.

Elusolendite tähtsaim omadus — ärrituvus — põhineb valkude võimel ärritajate (nii füüsikaliste kui keemiliste) toimel pöörduvalt oma struktuuri muuta. Teisel juhul valgu struktuur ja omadused ei taastu. Näiteks munavalge kalgendumine (koaguleerumine) kuumutamisel. Valkude pöördumatu sadestumine, mida nimetatakse **denatureerumiseks**, kulgeb ka toidu keetmisel. Denatureeritult suureneb toidus esinevate valkude seeditavus. Valkude denaturatsioonil põhineb näiteks toorete kanamunade või piima rohke sissevõtmine mürgistuste (näiteks raskmetalliühenditest põhjustatud mürgistuste) puhul. Mürgistust esilekutsuvad raskmetalliühendid denatureerivad siis muna- või piimavalke ega toimi seedetrakti valkudele. Peamisteks valke denatureerivateks faktoriteks on soojusenergia, ultraviolettkiirgus ja vibratsioon, mis kõik lagundavad vesiniksidemeid, kuid ka happed ja leelised, raskmetallide soolad, alkaloidid ja orgaanilised lahustid (sealhulgas alkoholid).

**Valkude (nii nagu oligo- ja polüsahhariididegi) oluliseks keemiliseks omaduseks on hüdrolüüs.** See võib kulgeda hapete ja leeliste toimel kõrgtemperatuuril või ensüümide toimel madalal temperatuuril. Hüdrolüüsil katkeb peptiidside ja moodustuvad aminohapped:

$$RCH_2{-}CO{-}NH{-}CH_2R_1 + H_2O \rightarrow RCH_2{-}COOH + R_1CH_2{-}NH_2,$$

kusjuures $R$ ja $R_1$ on erinevate aminohapete ja nende jääkide radikaalid.

Inimorganismis toiduvalkude hüdrolüüsil moodustuvaid aminohappeid kasutatakse organismile spetsiifiliste valkude ülesehitamiseks.

**Valkusid tehakse kindlaks söestumisprooviga, ksantoproteiini- ja biureedireaktsiooniga.** Esimesel juhul on tunnuseks iseloomulik kärsahais, teisel juhul moodustub kontsentreeritud $HNO_3$ toimel kollane sade, mis $NH_3$ kontsentreeritud lahuse lisamisel värvub oranžiks. Biureedireaktsiooniks valgu lahus leelistatakse ning lisatakse 5%-list $CuSO_4$ lahust. Moodustub kompleksühend, mis värvib lahuse violetseks.

**Rasvade, süsivesikute ja valkude leidumine ning funktsioonid. Rasvad** on sõltuvalt leidumisest kas loomsed või taimsed. Esimesi leidub organismides peamiselt nahaaluses rasvkoes, siseelundeid ümbritsevas rasvkoes ning ehitusainena paljudes kudedes ning rakkudes. Enamik rasvu on tahked. Taimsed ja mõned loomsed rasvad (vaala- ja hülgerasv) esinevad vedelatena ja neid nimetatakse **õlideks** ehk **rasvõlideks**. Taimsete rasvade poolest on eriti rikkad seemned, harvem ka viljad (näiteks oliivid). Rasvade eri liigiks on vahad.

Rasvadel on organismis täita mitmeid olulisi funktsioone.

Rasvad on reservaineks, energiaallikaks ning soojuse isolaatoriks (rasvade energiavaru on valkude ja süsivesikutega võrreldes enam kui kaks korda suurem). Rasvakiht moodustab elastse polstri, mis kaitseb organeid põrutuste eest. Rasvadega saab organism ka rasvas lahustuvaid vitamiine (A, D, E, K).

Toidus sisalduvad rasvad hüdrolüüsuvad ensüümide toimel seedetraktis glütserooliks ja rasvhapeteks, millest sünteesitakse organismile spetsiifilisi rasvu.

Nüüdisajal toodetakse seepide, värnitsa, kreemide jm. saamiseks vajalikke rasvhappeid, samuti glütserooli ehk propaantriooli sünteetiliselt: glütserooli propeenist, rasvhappeid aga kõrgemate alkaanide (näiteks parafiini) katalüütilisel oksüdatsioonil.

**Süsivesikud** moodustavad üle 50% biosfääri orgaanilisest ainest. Taimede kuivaines sisaldub 75—90% süsivesikuid. Süsivesikute elutähtsateks funktsioonideks on struktuurifunktsioon ning tugifunktsioon. Süsivesikud on kõigi taimede ja mitmete lülijalgsete põhiline ehitusmaterjal. Süsivesik tselluloosist koosnevad taimerakkude seinad, nukleiinhapetel on tugiaineks riboos, lülijalgsetel loomadel ja seentel aga kitiin. Vähem olulised pole süsivesikute toiduvaru funktsioon (varuainetena esinevad organismis tärklis, sahharoos ja glükogeen), energeetiline funktsioon (süsivesikute oksüdatsioonist saadava energiaga kaetakse üle poole inimorganismi päevasest energiavajadusest) ja kaitsefunktsioon (vere hüübimist takistab näiteks hepariin). Tselluloos ärritab muu hulgas ka mehaaniliselt mao ja soolte silelihaskesta, soodustades nõnda peristaltikat. Mitmed süsivesikud osalevad vere koostisosade ja antikehade moodustumises jm.

**Valgud** kuuluvad kõigi taim- ja loomorganismide koostisse, kusjuures taimede valgusisaldus on väiksem. Taimeseemned sisaldavad rohkem valke kui varred ja lehed. Loomsete organismide valgusisaldus, arvestades kuivaine massile, on keskmiselt umbes 45%, kõikudes liigiti üsna laialt. Valke on lihastes, piimas, veres, luudes, juustes jm. Orgaaniliste ühendite hulgas, millest koosneb inim-



organism, on valgud ülekaalus. Valkude olulisemateks funktsioonideks organismi elutegevuses on olla organismi ülesehitusmaterjaliks (struktuurne funktsioon), anda oksüdatsioonil vabanevat energiat elutegevuseks (energeetiline funktsioon), kanda kudedele ja rakkudele toitaineid ning kõrvaldada ainevahetuse laguaineid (transportiv funktsioon). Näiteks kannavad verevalgud laiali sissehingatud hapnikku ning kõrvaldavad süsinikdioksiidi. Valkudele on iseloomulik ka katalüütiline funktsioon, mida täidavad valgulised biokatalüsaatorid — ensüümid. Nukleoproteiidide kui liitvalkudega (DNA ja RNA) on seotud pärilike tunnuste edastamine vanematelt järglastele (pärilikkuse funktsioon). Valkude kaitsefunktsioon esineb aga valgulistel nn. antikehadel, mida toodab organism ja mis toimivad haigusi põhjustavate mikroobide ja toksiinide vastu. Valke ja aminohappeid (erinevalt rasvadest ja süsivesikutest) ei kogu organismid varuaineks. Valke saavad inimene toidu ja loomad sööda näol.

Nüüdisajal areneb ka aminohapete ja valkude süntees. Näiteks võib glutamiinhapet valmistada akrüülnitriilist, asendamatut aminohapet lüsiini aga kaprolaktaamist. Aminohapete ja tehisvalgu saamiseks rakendatakse mikrobioloogilist sünteesi. Mikroorganismid kasvavad sadu ja tuhandeid kordi kiiremini kui kõige saagikamad põllukultuurid ja kõige produktiivsemad kariloomad. Mitmete bakterite ja pärmseente biomass sisaldab üle 40% täisväärtuslikku valku, samuti rasvu, vitamiine jm. Oma elutegevuses kasutavad need mikroorganismid suhkruid, kuid ka nafta alkaanseid süsivesinikke. Mikroorganismide biomass töödeldakse söödavalkudeks, lisatakse vajaduse korral veel mõnda asendamatut aminohapet ning kasutatakse jõusöödana. Ära saab kasutada tööstuste heitvett, näiteks tselluloosi keetmise jääkvett, milles esinev glükoos töödeldakse mikrobioloogiliselt söödapärmiks.

**Elusorganismide koostis.** Elusorganismide kõige väiksemaks koostisosaks on rakk. Rakk koosneb valkudest, mis moodustavad elusaine põhimassi, süsivesikutest ning rasvataolistest ainetest — **lipiididest**. Samuti sisaldavad rakud mineraalsoolasid, valdavalt naatriumi-, kaaliumi-, kaltsiumi-, magneesiumi- jt. soolasid, vett ning ainevahetusprotsesse reguleerivaid aineid — **ensüüme**. Kõigi organismide rakud sarnanevad keemilise koostise poolest ja peamised ainevahetusprotsessid rakus kulgevad samuti ühetüübiliselt. See on kinnituseks orgaanilise ja anorgaanilise maailma ühtsuse kohta. Rakkude elutegevuse aluseks on keemilised protsessid. Hulkraksetes organismides moodustavad rakud kudesid, need elundeid ehk organeid. Organid on koostismaterjaliks organismidele, need omakorda populatsioonile ja need biotsönoosile. Kõigile neile biosüsteemidele on iseloomulik keerukas ehitus, eneseuuendamine ja isereguleerivus. Ainevahetus uuendab organismide koostist pidevalt seni, kuni kestab organismi elutegevus. Elu saab rajaneda üksnes süsinikuühendeil, sest süsinik on ainus keemiline element, millest võivad moodustuda raku koostisained. Elu olemasolu võib oletada veel planeet Marsil ja Veenusel.

**Makro- ja mikroelemendid organismides.** Erinevate organismide

keemiline koostis võib olla oluliselt erinev, kuid ligikaudu võrdsetes kogustes esineb kõigis organismides siiski suur hulk nn. püsiva sisaldusega biogeenseid elemente (H, O, C, N), mis põlemisel ei anna tuhka, ja mineraalelemente, mis põlemisel lähevad tuhka. Neid liigitatakse keskmise sisalduse alusel organismis: a) makro- ja b) mikroelementideks. Makroelementideks on näiteks H, O, C, N, P, Ca, Mg, Na, K, Fe, S ja Cl. Esimesed kuus elementi moodustavad inimorganismist ca 99%. Järgmised kuus võtavad enda alla kuni 1%. Organismile on aga vajalikud ka mitmed ultraväikestes kogustes esinevad elemendid, nagu Cu, Zn, I, Co, Mo, Mn, F. Neid tuntakse **mikroelementide nimetuse all**. Kõigis kudedes ei esine aga neid elemente võrdselt. Näiteks kaltsiumi leidub inimorganismis järgmiselt: hammastes kuni 25%, luudes 11%, maksas ja põrnas kummaski 0,01%, rasvkoes 0,06%.

**Kaltsiumi** on kõigis kudedes. Et kaltsiumil on eriti tähtis osa luukoe moodustumises, siis kasvaval organismil on kaltsiumivajadus eriti suur. Kaltsiumil on oluline roll ka vere hüübimisel, närviimpulsside ülekandes, lihaskontraktsioonides jm. Täiskasvanud organism vajab kaltsiumi ööpäevas 0,8 g. Kaltsiumipuudusel pidurdub luude moodustumine ja kasv, võivad tekkida ka krambid. Haigusena võib esineda rahhiit jt.

**Magneesium** võtab osa skeleti ülesehitusest. Väga tähtis on magneesiumi osa klorofülli komponendina ning ensüümide aktivaatorina. Ööpäevane vajadus on 320 mg.

**Naatrium** ja **kloor** on vajalikud kudedes osmootse rõhu säilitamiseks. Neid ammutab organism keedusoolast. Naatrium ja kloor on vajalikud ka vesinikkloriidhappe moodustumiseks maonõres.

**Kaalium** võtab samuti osa osmootse rõhu säilitamisest kudedes. Kaalium on väga vajalik südametegevuseks. Ööpäevane vajadus on ca 2—3 g.

**Raud** kuulub hemoglobiini koostisse ja omab tähtsust selle moodustumises. Hemoglobiini vahendusel kulgeb hapniku transport kudedesse. Ööpäevane vajadus on 15—20 mg.

**Väävel** esineb mõnede aminohapete ja valkude koostises. Väävlit sisaldavad sarved, küüned, karvad, suled jt. Täiskasvanud inimene vajab väävlit ööpäevas 1,2 g.

Mikroelemente vajavad organismid küll minimaalselt, kuid nende puudumine kutsub esile elutegevuse häireid.

**Vask** näiteks on väga tähtis element ajuvalkude koostises ning vereloomes. Vase ainevahetus on seotud rauaga. Vase vähesuse korral on pidurdatud ka raua kasutamine. Vask tõstab organismi vastupanuvõimet väliskeskkonna teguritele.

**Koobaltit** ja **niklit** vajatakse kõhunäärme ehk pankrease normaalseks funktsioneerimiseks. Koobalt kui vitamiin $B_{12}$ koostisosa võtab osa vereloomeprotsessist.

**Tsink** ja **mangaan** on mõnede ensüümide aktivaatorid.

**Fluori** sisaldus on oluline hammaste ja skeleti normaalse ülesehituse seisukohalt — väheses kontsentratsioonis tõstab ta nende vastupidavust.

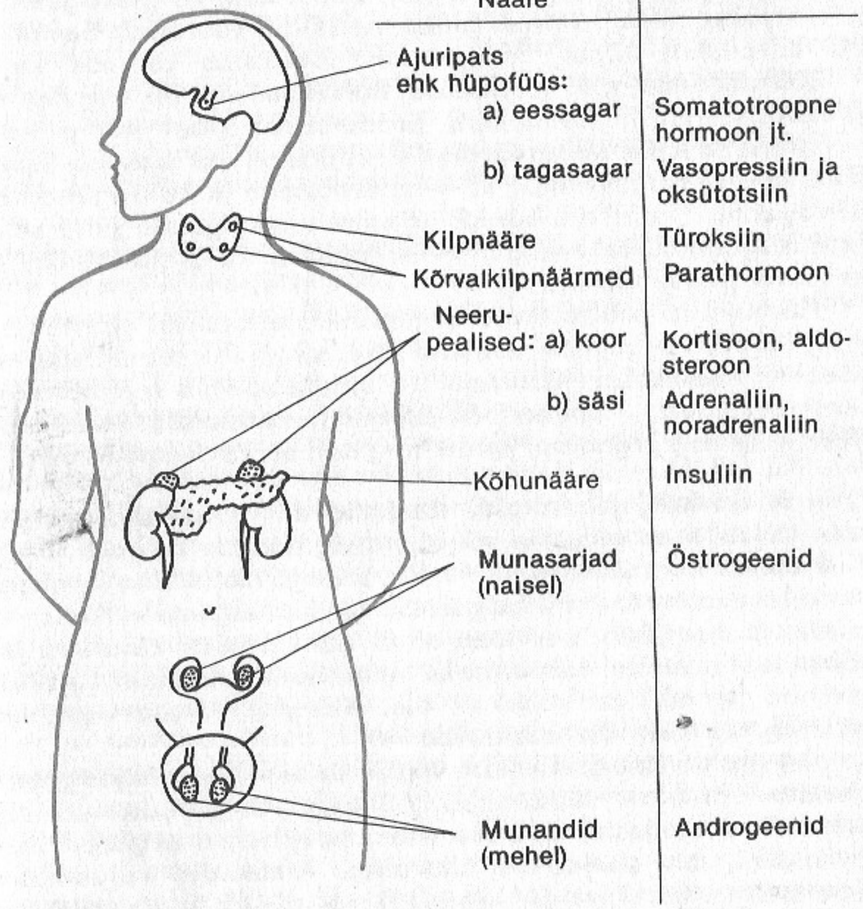


**Jood** võtab osa kilpnäärme hormoonide moodustumisest.

Nii makro- kui ka mikroelemente saavad organismid mineraalsoolasid sisaldavatest toiduainetest: tera-, puu- ja juurviljast, kalast, seentest, lihast jm. Taimed saavad makro- ja mikroelemente väetistest. Toit, milles puuduvad mineraalained, ei suuda kindlustada organismi normaalset talitlust. Et inimene kaotab ööpäevas mineraalsoolasid väga rohkesti (ca 20—30 g), siis vastavalt peab rahuldama ka organismi vajaduse nende järele.

**Hormoonid.** Hormoonid on bioloogiliselt aktiivsed, inimese ja loomade organismile eluliselt vajalikud orgaanilised ained. Nad moodustuvad sisenõrenäärmetes väikestes kogustes. Keemiline koostis ja ehitus on hormoonidel erinev ning nad on rangelt spetsiifilise toimega. Joonisel 9.10 on märgitud inimorganismi tähtsamad sisenõrenäärmed ja nende hormoonid.

**Ajuripats** ehk **hüpofüüs** koosneb ees- ja tagasagarast. Eessagar produtseerib kuut erinevat hormooni, mille funktsiooniks on reguleе-




Joonis 9.10. Tähtsamad sisenõrenäärmed ja hormoonid inimesel.

rida kilpnäärme, sugunäärmete ja neerupealiste talitlust, samuti organismi kasvu. Kasvuhormooni liignõristusele võib järgneda hiidsus ehk gigantism, alanõristusele aga kääbuskasv. Hüpofüüsi hormoonid koraldavad ka veevahetust, veresoonte toonuse regulatsiooni jm.

**Kilpnäärme** hormoon türoksiin on kilpnäärme rakkudes seotud valguga. Vajadusel vabaneb türoksiin valgulisest substraadist, kandudes verega organite ja kudedeni. Türoksiin reguleerib rakusiseseid oksüdatsiooniprotsesse, süsivesikute, valkude ja rasvade ainevahetust. Türoksiin on joodi sisaldav ühend. Joodi saab organism veest ja toidust (kala, muna, värske juurvili). Kilpnäärme hormooni vähenenud sekretsioon (hüpofunktsioon) võib viia kretinismini, suurenenud nõristus (hüperfunktsioon) aga Basedow' tõveni (kõhnumine, punnsilmsus).

**Kõrvalkilpnäärme hormoon** — parathormoon — reguleerib fosfori, kaltsiumi ja D-vitamiini ainevahetust.

**Neerupealiste hormoonid** reguleerivad süsivesikute ja mineraalainete ainevahetust. Neerusäsi hormoonid reguleerivad vererõhku ja südame löögisagedust. Adrenaliin stimuleerib ka glükogeeni lagunemist maksas, mistõttu veres glükoosisisaldus suureneb. Samuti aktiveerib adrenaliin lipaasi toimet, mis soodustab rasvade lagunemist.

**Kõhunäärme** ehk **pankrease hormoon** insuliin reguleerib veres glükoosisisaldust. Kõhunääre produtseerib veel teisigi hormoone.

**Mehe ja naise sugunäärmed** produtseerivad teatavasti sugurakke, kuid ka meessuguhormoone — **androgeene** ja naissuguhormoone — **östrogeene**. Suguhormoonid tagavad suguorganite ning sekundaarsete sugutunnuste arengu. Neist oleneb ka suguinstinkt, rasedus, kehaline ja vaimne areng.

Hormoonid soodustavad organismi kohastumist välistingimustega ning tagavad organismi veesisalduse, vere- ja koemahlade keemilise koostise stabiilsuse. Nüüdisajal on tuntuks saanud veel hormoonidega sarnased ained — **koehormoonid** ehk **hormonoidid**. Neid produtseerivad tavalised organismi rakud ning neil on ka paikne toime.

✻ **6. Ravimid ja mürgid. Ravimite** all mõistetakse aineid, mille tarvitamisel saab elundite või elundisüsteemide haiguse tõttu muutunud talitlusi normaalseks muuta. Ravimitega taotletakse ka organismide vastupanuvõime tõstmist haigustele või siis haiguste vältimist. Ravimite tundmine on tähtis, sest see aitab neid õigesti kasutada ja väldib võimalusi ravimite toimimiseks mürkidena. Kvalitatiivset erinevust ravimite ja mürkide vahel ei ole. Mürgiks võivad osutuda paljud ravimid, kui neid üle doseerida.

**Mürgid** on ained, mis juba väikestes annustes põhjustavad häireid elundite või elundisüsteemide talitluses või põhjustavad organismi surma. Ravimite ja mürkide saamiseks on iidsetest aegadest kasvatatud ravimtaimi, mis sisaldavad **alkaloide**. Alkaloidid kujutavad endast lämmastikku sisaldavaid orgaanilisi, peamiselt heterotsüklilisi ühendeid, millel on loomadele ja inimestele väga tugev füsioloogiline toime. Näiteks unimagunas on alkaloidid **morfiin, kodeiin** jt., mis



toimivad selgroogsete organismide kesknärvisüsteemile. Meditsiinis kasutatakse morfiini- ja kodeiiniühendeid tuimastusvahenditena. Kodeiini sisaldavad näiteks ka mõned köhatabletid. Nende ühendite kestev tarvitamine võib esile kutsuda narkomaania. Kurikuulus narkootikum heroiin on morfiini üks derivaate. Alkaloidide kõrged doosid on surmavad. Tuntud alkaloidiks on ka tubakalehtedes esinev **nikotiin**. Seda kasutatakse mürgisuse tõttu insektitsiidina putukate tõrjeks. Nikotiin on ka toimeaine, mida suitsetajad tarvitavad. Insektitsiidina rakendatakse ka nikotiini isomeeri **anabasiini** ühendeid. Märkigem veel kokapuu lehtede alkaloidi **kokaiini**, mis tuntud meditsiinis lokaaltuimastina, samuti aga narkootikumina. Südametegevust kiirendavaks alkaloidiks on karumustika ehk musta belladonna alkaloid **atropiin**. Atropiin põhjustab silmapupillide laienemist. Atropiinile väga lähedane alkaloid, kuid veelgi mürgisem, sisaldub koerapöörirohus. Tuntud alkaloidid on ka malaariavastane ravim **kiniin, kuraare** mitmed komponendid jt. Mürkide ja ravimitena rakendatakse ka lämmastikku mittesisaldavaid toimeaineid — **glükosiide**. Viimased on ühendid, mis koos hapetega keetmisel hüdrolüüsuvad, moodustades suhkru ning rea teisi ühendeid. Taoliseks glükosiidiks on näiteks sõrmkübaralillest saadav südamerohi — **digitalis**. Mõnedes taimedes sisalduvatest glükosiididest moodustub hüdrolüüsil aga väga mürgine **sinihape** (HCN). Selliseks glükosiidiks on näiteks kirsside, virsikute, aprikooside ja ploomide seemnetes ning mõrumandleis sisalduv **amügdaliin**. Seda ühendit sisaldavad väheselt ka õunaseemned, nii et surmavalt võib toimida näiteks tassitäie seemnete söömine. Osa inimesi pole võimelised lõhna järgi sinihapet eristama, teised aga tunnevad tema üsna tugeva lõhna järgi ära.

Paljudes ravimtaimedes on toimeaineteks **eeterlikud õlid** ja **vahad**. Kanepis sisalduv vaha mõjub näiteks närvisüsteemile, kutsudes esile hallutsinatsioone. Mitmed õlid või vahad ärritavad nahka, mõned aga kutsuvad esile oksendamist ja kõhulahtisust.

Toimeaineteks võivad olla ka taimedes esinevad **orgaanilised** happed, näiteks **oksaalhape** ehk oblikhape (HOOC—COOH). Oksaalhappe toksilisus seisneb selles, et ta moodustab kaltsiumioonidega lahustumatu soola — kaltsiumoksalaadi. Mürgistuse korral alaneb veres kaltsiumi kontsentratsioon, mis põhjustab neerukahjustusi ja krampide teket. Maltsaliste sugukonda kuuluvad spinat ja rabarber võivad rohkel tarvitamisel samuti mürgistusi põhjustada, sest nad sisaldavad oksaalhapet. Kasutada ei tohi aga rabarbri lehti, sest nende oksaalhappe sisaldus on tunduvalt suurem kui leherootsudes.

Mõnedes taimedes esineb **toimeaineid, mis pidurdavad ensüümide talitlust** organismis. Näiteks sisaldavad sojauba ja arahhis aineid, mis takistavad trüpsiini toimet valkude seedimisel soolestikus. Keedetud toidu puhul kahjustusi ei esine, sest trüpsiini inhibiitorid keetmisel hävinevad.

**Hormoonide mõju pärsivad mitmed ained**, mis sisalduvad sinepis, kapsas ja redises. Need ained takistavad kilpnäärme funktsioneerimist, põhjustades selle suurenemist. Keemiliselt koostiselt sarnanevad need

ained tiokarbamiidile, $CS(NH_2)_2$, mida rakendatakse kilpnäärme hüperfunktsiooni ravil. Peale selle sisaldub neis taimedes sinepiõlisid, mis võivad mõjuda ärritava ainena.

Rida taimedes esinevaid aineid võivad mõjuda mürkidena putukatele — häirida moonet või kestumist. Röövikute arenemist reguleerivad nn. juveniilhormoonid. Valmikuks saamisel peavad need hormoonid puuduma. Juveniilhormoonide olemasolu korral putukad ei saa valmikuteks ega paljune. Juveniilhormoonidega sarnaseid aineid saadakse nüüdisajal sünteetiliselt ja neid kasutatakse insektitsiididena (putukate tõrjevahendina) juvenoidide nimetuse all. Tuntakse ka juveniilhormoonide antagonistaineid. Need takistavad juveniilhormoonide teket organismis, mis põhjustab enneaegse moonde. Nende ainete rakendamine putukatõrjel on väga perspektiivne. Katsetootmise järgus on ka paljud **feromoonid**. Need on lõhnaained, eksitavad putukaid vastassugupoole leidmisel, takistavad putukate paljunemist.

Mitmed liblikõielistes taimedes esinevad östrogeense toimega ained võivad ka selgroogsete paljunemist takistada, rikkudes näiteks lammaste ja veiste arenemistsükli.

Mürkaineid ja ravimeid saadakse ka madude, skorpionide ja mesilaste mürgist. Mitmeid ravimeid ja mürke saadakse looduses esinevatest ainetest, kuid enamikku sünteesitakse keemiliselt.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Nimetage toitaineid, mida peab sisaldama inimeste toit.
2. Milline erinevus on rasvadel ja madalamate karboksüülhapete estritel?
3. Miks mõned rasvad on tahked, teised aga vedelad?
4. Milline erinevus on madalamate estrite ja rasvade hüdrolüüsil?
5. Miks süsivesikuid on õigem nimetada sahhariidideks?
6. Keediste säilitamiseks lisatakse neile suhkrut, et ei kulgeks käärimisprotsessid. Miks on aga võimalik suhkrut pärmi lisamisel etanooliks kääritada?
7. Miks tselluloos ei ole inimesele toitaineks, aga sarnase koostisega looduslik süsivesik nagu tärklis on?
8. Ühe mooli glükoosi esterdamiseks kulub viis mooli etaanhapet. Mitu hüdroksüülrühma on glükoosi molekulis? Koostage glükoosi struktuurivalem (ahelvorm).
9. Kirjutage järgmiste ühendite lihtsustatud struktuurivalemid: a) dietüülmetüülamiin, b) tristearaat, c) naatriumoleaat, d) propüülmetanaat.
10. Miks kuumuses töötavatel inimestel soovitatakse joogivette veidi soola lisada?

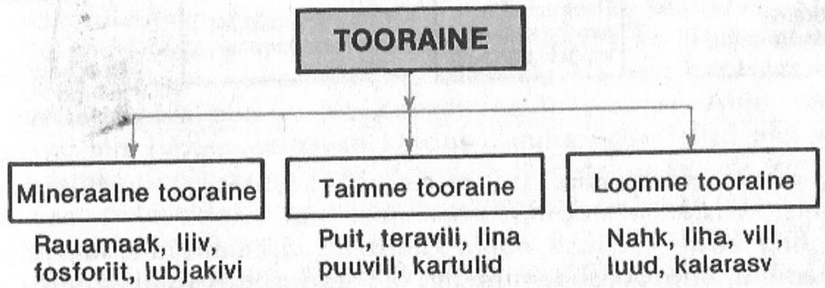


# X. KEEMIATÖÖSTUS. KEEMIA RAHVAMAJANDUSES JA OLMES

**1. Keemiline tehnoloogia.** Keemiline tehnoloogia käsitleb tooraine keemilist töötlemist. Tooraine töötlemisel saadakse toodangut — tarbeaineid või tootmisvahendeid. Keemiline tehnoloogia põhineb keemia ja teiste loodusteaduste seaduspärasustel ning tugineb ainete omadusele. Keemilise tehnoloogia meetodeid rakendatakse mitte ainult keemiatööstuses, vaid ka metallurgias, ehitusmaterjalide-, toiduaine-, tekstiili-, paberi-, tselluloosi-, ravimitööstuses jm. Järgnevas tutvume keemilise tehnoloogia tähtsamate mõistete, seaduspärasuste ning printsiipidega.

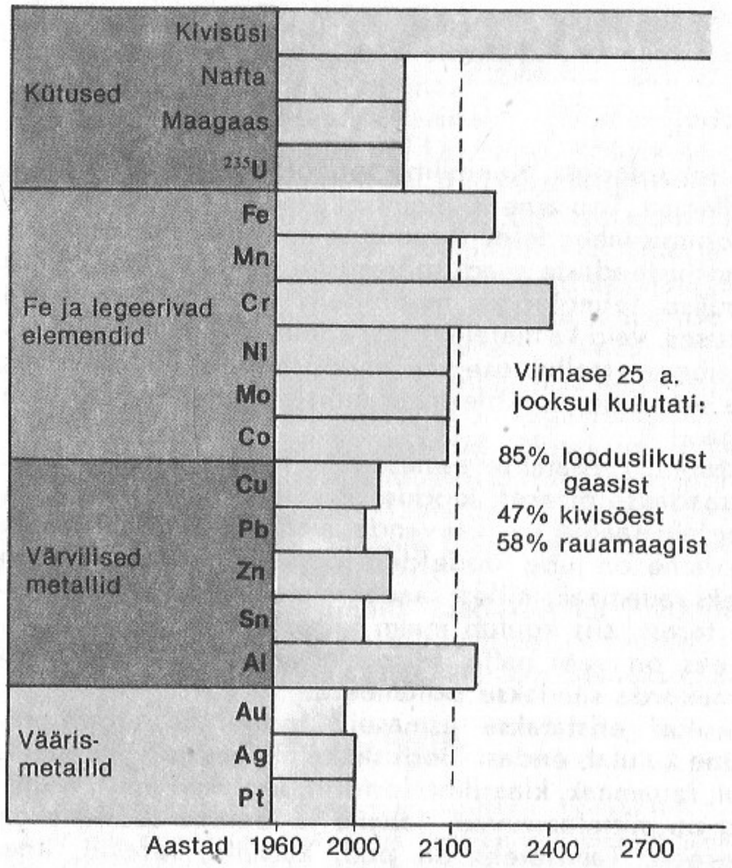
**Tooraine ehk toore.** Eristatakse esmaseid ja teiseseid tooraineid. **Esmane** tooraine saadakse otseselt loodusest, selleks on näiteks puit, põlevkivi, süsi, metallimaagid jm. kaevandatavad toorained. **Teisene** (sekundaarne) tooraine on juba töödeldud toode või saadus. Nii on esmaseks tooraineks rauamaak, millest saadakse malmi. Et malmi töötlemisel võib saada terast, siis kuulub malm teiseste toorainete hulka. Esmaseks tooraineks on veel nafta, teiseseks aga sellest toodetud gaasid, millest omakorda saadakse polümeere.

Sõltuvalt päritolust eristatakse esmaseid tooraineid järgmiselt. **Mineraalne tooraine** kujutab endast looduslikke mineraale või metallimaake (keedusool, rauamaak, klaasiliiv, fosforiit, lubjakivi jmt.). Mineraalsed toorained on mittetaastuvad. **Taimne** ja **loomne tooraine** on seotud elusloodusega. Taimseteks on puit, kartulid, teravili, lina, suhkur jne. **Loomseteks** tooraineteks on nahk, vill, kalarasv, liha, luud jne. Taimne ja loomne tooraine kuuluvad taastuvate toorainete hulka.

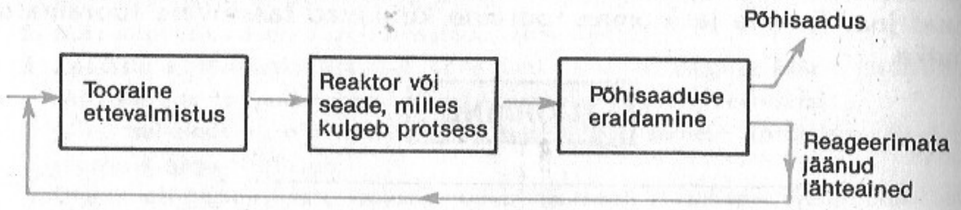



Üha laienev kütuste ja metallimaakide tootmine on viinud paljude loodusvarade peatsele lõppemisele. Maailma nimekate teadlaste hinnangul ammenduvad mõned metallimaagid juba paari lähema aastakümne jooksul (joon. 10.1), mis manitseb meid säästlikule suhtumisele loodusvaradesse.

Keemiline tootmisprotsess koosneb kolmest omavahel seotud staadiumist: 1) tooraine ettevalmistamine, 2) keemiline protsess ja 3) reaktsioonisaaduse kõrvaldamine seadmest ning reageerimata jäänud lähteainete eraldamine. Skemaatiliselt avaldub see järgmiselt:

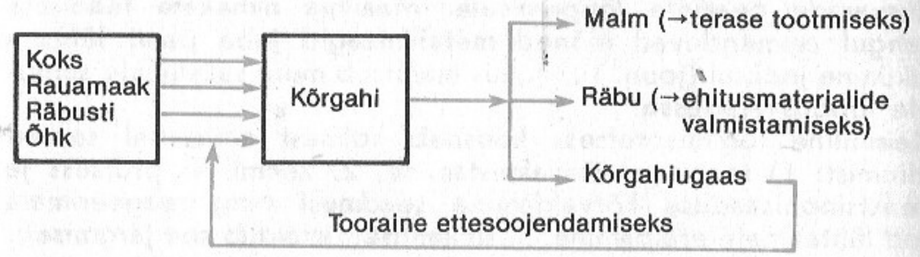



Joonis 10.1. Loodusvarade ammendatavus.




Järgnevalt põhisaadus puhastatakse, kasutades destillatsiooni, aurustamist, kristallisatsiooni, filtreerimist jne.

Tooraine ettevalmistuse hulka kuuluvad lähteainete puhastamine, peenestamine, ettesoojendamine jm. taolised operatsioonid. Järgneva skeemiga iseloomustame üldjuhul malmi tootmist kõrgahjus:






**Saagis.** Tehnoloogilist protsessi iseloomustatakse mitmesuguste näitajatega, mis osutavad, kui täielikult tooret kasutatakse, kui suur on energia- ja tööjõukulu, milline on toote omahind jne. Üheks tähtsamaks tootmisprotsessi tehnilis-majanduslikuks näitajaks on **toote saagis.** Saagise all mõistetakse saadud aine massi (m), suhet teoreetiliselt võimalikku massi ($m_0$), väljendatuna protsentides:

$$\eta = \frac{m}{m_0} \cdot 100\%$$

Arvutame toote saagise, kui 30 kg tehnilisest väävlist saadi 75 kg väävelhapet. Koostame protsessi üldskeemi:

$$S \xrightarrow{O_2} SO_2 \xrightarrow[kat.]{O_2} SO_3 \xrightarrow{H_2O} H_2SO_4$$

$S \rightarrow H_2SO_4$ (ühest moolist väävlist tekib üks mool hapet) $M(S)$ $M(H_2SO_4)$

$M(S) = 32$ g/mol; $M(H_2SO_4) = 98$ g/mol

$m_0(H_2SO_4) = \frac{30 \cdot 98}{32} = 91{,}875$ kg. See on teoreetiline väävelhappe kogus, kui kadusid ei esineks. Saagis on:

$$\eta = \frac{75}{91{,}875} \cdot 100 = 81{,}63\%$$

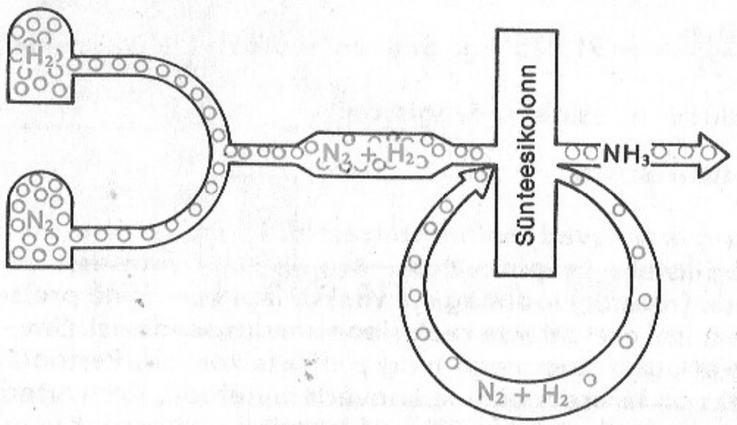
**Perioodilised ja pidevad tootmisprotsessid.** Tootmisprotsessid jaotatakse **perioodilisteks** ja **pidevateks.** Perioodilise protsessi puhul täidetakse seade (reaktor) toormega ja viiakse läbi keemiline protsess. Protsessi lõppemisel eraldatakse reaktsioonisaadus seadmest. Seejärel täidetakse seade uuesti toormega ning protsess kordub. Perioodilise protsessi näiteks on terase tootmine konvertermeetodil. Konverterisse valatakse sulamalm ja alustatakse õhu või hapniku puhumist. Kui malm on muutunud teraseks, siis kallatakse sulateras konverterist välja ja täidetakse konverter uue portsjoni sulamalmiga ning protsess kordub. Perioodiline võib olla ka lubja tootmine lubjaahjus. Ahju laaditakse lubjakivi, mis lubjapõletamise käigus muutub põletatud ehk kustutamata lubjaks, lubjaahi tühjendatakse ja täidetakse uuesti toorainega.

Pideva protsessi puhul antakse seadmesse pidevalt toorainet (võib anda ka portsjonikaupa), seade töötab pidevalt ning reaktsioonisaadust eraldub samuti pidevalt (võib ka portsjonikaupa). Pidevate protsesside näideteks on malmi tootmine kõrgahjus, ammoniaagi süntees vesinikust ja lämmastikust, lämmastikhappe tootmine jne. Ammoniaagi tootmisel juhitakse kontaktaparaati pidevalt lämmastiku ja vesiniku segu. Kõrgrõhul ja -temperatuuril ning katalüsaatori juuresolekul moodustub ammoniaak, mis pidevalt seadmest väljub.

**Teaduslik-tehnilise protsessi põhisuunad.** Nii nagu teisteski tööstusharudes, laieneb ka keemiatööstuses mehhaniseerimine ja automatiseerimine, tootmise juhtimiseks kasutatakse elektronarvuteid, uusi füsikokeemilisi meetodeid ja materjale.

Nüüdisajal on tootmisprotsessi põhieesmärgiks **toorme kompleksne kasutamine.** Põhitoodangu kõrval tekkivad tootmisjäätmed kasutatakse ära kas samas ettevõttes või suunatakse toormena teise ettevõttesse. Terase tootmisel saadavat räbu võib kasutada ehitusmaterjalide valmistamiseks. Püriidist väävelhappe tootmisel saadakse jääkainena räbu, mida võib kasutada uuesti toorainena ja eraldada sellest väärismetalle kulda ja hõbedat.

Et lähteaineid täielikumalt ära kasutada, rakendatakse **tsirkulatsiooniprintsiipi.** Näiteks juhtides rõhu all ja optimaalsel temperatuuril üle katalüsaatori lämmastiku ja vesiniku segu, ei astu lähteained 100%-liselt reaktsiooni ega muundu kõik ammoniaagiks, vaid osa vesinikust ja lämmastikust jääb muutumatuks. Kui reaktorist väljunud gaaside segu ($NH_3$, $N_2$, $H_2$) jahutatakse, siis ammoniaak veeldub. Reageerimata jäänud lämmastik ja vesinik suunatakse aga uuesti reaktorisse. Tsirkulatsiooniprintsiibi rakendamine võimaldab suurendada protsessi saagist ja täielikumalt ära kasutada toorainet.



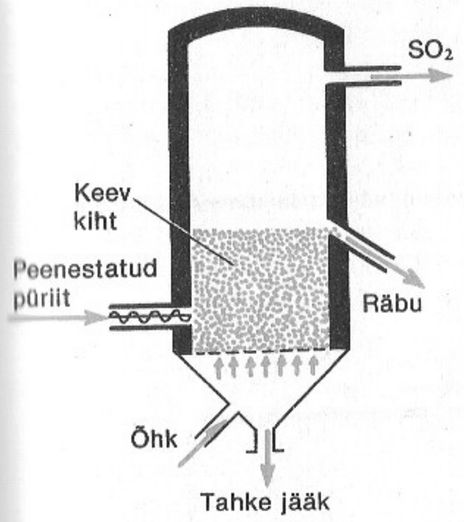

Paljude keemiliste reaktsioonidega kaasneb tunduv soojusenergia eraldumine. Reaktsioonisaadustesse akumuleeritud soojusenergia arvel võib aga **soojendada ette lähteaineid.** Nii kasutatakse martääntterase tootmisel tekkivate põlemisgaaside soojust lähtegaaside eelsoojendamiseks. Vastav protsess toimub regeneraatorites. Lämmastikhappe saamisel soojendatakse kuumade nitroosgaaside arvel oksüdeerimiseks kasutatavat õhku.

Heterogeense keemilise reaktsiooni kiirus kasvab, kui reageerivate ainete **kokkupuutepinda** suurendada. Vääveldioksiidi saamiseks väävli põletamisel või püriidi särdamisel rakendatakse keevkihtahju, milles peen püriidipulber või väävel pihustatakse ahju, kus tal on suur kokkupuutepind õhuhapnikuga (joonis 10.2).

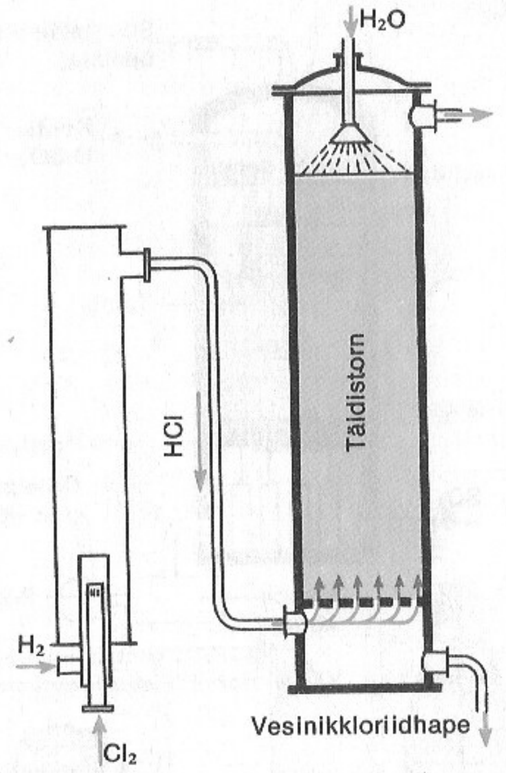
$$S + O_2 = SO_2; \quad 4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

Et nihutada keemilise reaktsiooni tasakaalu, võetakse tavaliselt ühte lähteainet liias, rakendatakse kõrget või madalat temperatuuri ning katalüsaatoreid; gaasiliste ainete olemasolul kasutatakse rõhku.





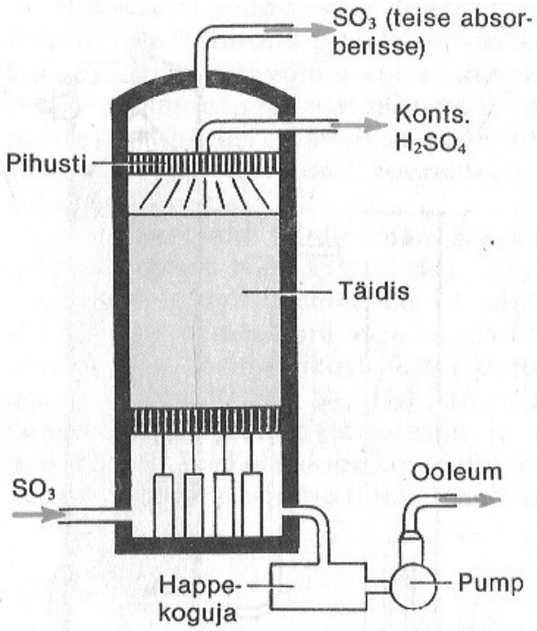

Joonis 10.2. Püriidi särdamine keevkihis.



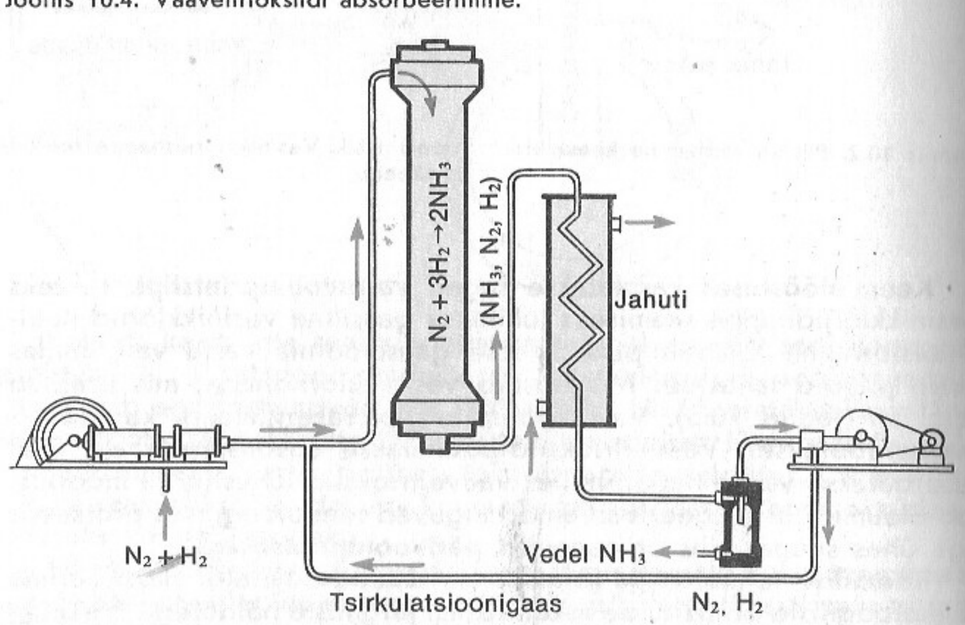

Joonis 10.3. Vesinikkloriidhappe tootmise skeem.

Keemiatööstuses kasutatakse sageli **vastuvooluprintsiipi.** Näiteks vesinikkloriidhappe saamiseks juhitakse gaasiline vesinikkloriid neeldumistorni alt. Ülevalt piserdatakse gaasivoolule vastu vett, milles vesinikkloriid lahustub. Moodustub vesinikkloriidhape, mis eraldub torni alt (joonis 10.3). Vastuvooluprintsiipi rakendatakse ka väävelhappe tootmisel. Vääveltrioksiid suunatakse absorberisse alt, ülalt piserdatakse väävelhapet, milles vääveltrioksiid lahustub ja moodustab oleumi. Kui reageerivad ained liiguvad tehnoloogilises protsessis aga ühes suunas, siis on tegemist **pärivooluprintsiibiga.**

**Keemilise tehnoloogia printsiipide rakendusnäiteid.** Illustreerime tehnoloogiliste printsiipide rakendamist järgmiste näidetega. Vesinikkloriidhappe tootmisel (joonis 10.3) juhitakse reaktorisse vesinik ja kloor. Reaktoris toimub lähteainete ühinemisreaktsioon, moodustunud vesinikkloriid juhitakse neeldumistorni (täidistorni) allossa. Neeldumistorn on täidetud keraamiliste rõngastega. Ülalt piserdatud vesi voolab mööda keraamilisi rõngaid võimaldamaks head **kokkupuutepinda** vedeliku ja alt ülespoole liikuva gaasi vahel. Protsessil rakendatakse ka **vastuvooluprintsiipi** (gaas liigub alt üles ↑, vesi ülevalt alla ↓).



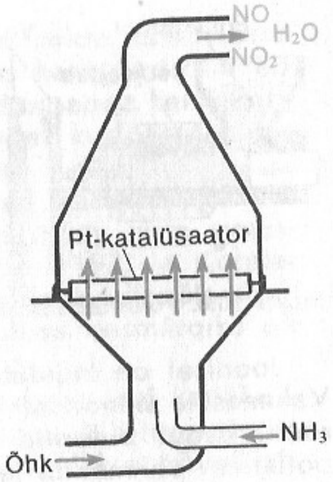

Joonis 10.4. Vääveltrioksiidi absorbeerimine.



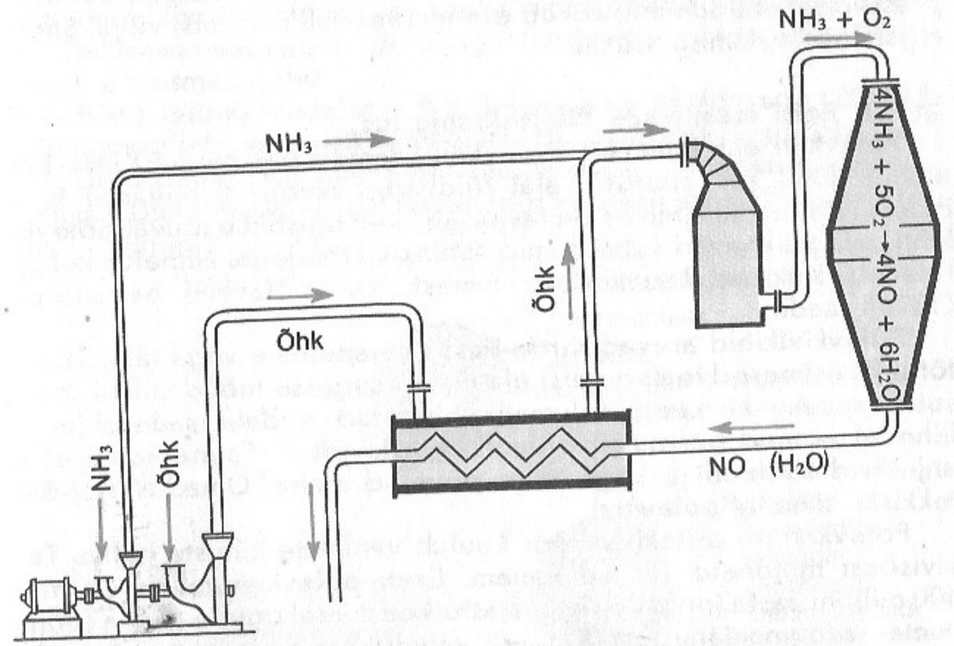

Joonis 10.5. Ammoniaagi sünteesi skeem.

Ammoniaagi sünteesil rakendatakse kõrgrõhku, sünteesikolonni juhitakse kompressorist (joonis 10.5) vesiniku ja lämmastiku segu. Sünteesikolonnis toimub kõrgrõhu, temperatuuri ja katalüsaatori mõjul ammoniaagi tekkimine, kuid lähteained täielikult ära ei reageeri. Järgnevalt juhitakse ammoniaagi ning reageerimata jäänud vesiniku ja lämmastiku segu läbi jahuti separaatorisse, milles vedel ammoniaak





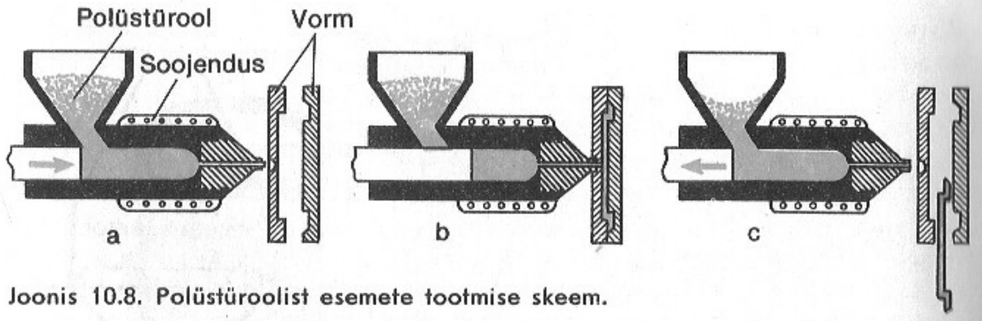

Joonis 10.6. Ammoniaagi katalüütiline oksüdatsioon.




Joonis 10.7. Ammoniaagi oksüdatsioon lämmastikhappe tootmiseks.

eraldatakse. Reageerimata jäänud vesinik ja lämmastik juhitakse aga uuesti sünteesikolonni. Siin rakendatakse tsirkulatsiooniprintsiipi.

Lämmastikhappe tootmiseks oksüdeeritakse katalüsaatoril ammoniaak õhuhapniku arvel lämmastikoksiidiks (joonis 10.6). Reaktsioonil eraldunud soojuse arvel kuumenenud lämmastikoksiid juhitakse läbi soojusvaheti, kus tema soojuse arvel soojendatakse ette reaktorisse suunatavat õhku. Jälgides ammoniaagi oksüdatsiooni tehnoloogilist skeemi (joonisel 10.7), võime täheldada, et rakendatakse pärivooluprintsiipi (õhk ja ammoniaak liiguvad ühes suunas) ja lähteainete ettesoojendamist reaktsioonisaaduste soojuse arvel.




Joonis 10.8. Polüstüroolist esemete tootmise skeem.

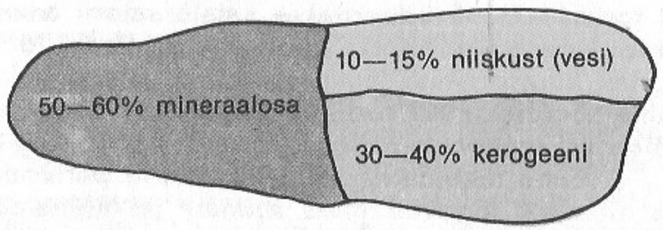
Joonisel on kujutatud polüstüroolist esemete tootmist rõhu all. Valumasina silindrisse juhitakse punkrist vajalik polümeeri (polüstürooli) kogus pulbrina või teradena. Et silindrit soojendatakse, siis polümeer pehmeneb ja suunatakse rõhu all läbi avause pressvormi. Pressvormis ese kõveneb kiiresti ja plunžeri tagasikäigul, kui toimub pressvormi eraldumine, kukub ese automaatselt vormist välja. Seejärel algab uus valamise tsükkel.

### 2. Eesti maavarade lühiiseloomustus.

**Põlevkivi ehk kukersiit.** Põlevkivilademed paiknevad Kirde-Eestis umbes 6000 km$^2$ suurusel alal (üldvarud umbes 8 miljardit tonni). Põlevkivimaardla kihindis on tavaliselt 7—8 ligistikku asuvat põlevkivikihti, mis paiknevad vaheldumisi lubjakivikihtidega. Nimetus kukersiit tuleneb Kukruse kaevanduse nimest, kus põlevkivi esmakordselt (1876) saadi.

Põlevkivikihid asuvad Kirde-Eestis maapinnale väga lähedal, mistõttu ka esimesed teated neist ulatuvad kaugesse möödanikku. Rahvasuu pajatab, et keegi talumees ehitanud endale saunaahju küla lähedal asunud paemurru pruunikatest kividest. Sauna kütmisel aga ahjukivid süttinud ja kogu saun põlenud maha. Omadusest põleda tekkiski nimetus **põlevkivi**.

Põlevkivi on settekivim, mis kuulub vanimate kütuste hulka. Ta on kivisöest miljoneid aastaid vanem. Eesti põlevkivi tekkis enam kui 400 miljoni aasta (ordoviitsiumi ajastul) eest veekogude põhja settinud taime- ja loomajäänustest. Kihindis vahelduvad põlevkivi- ja lubjakivikihid. Niisugune vaheldumine on tingitud kunagistest kliimamuutustest. Perioodil, mil vees toimus intensiivne elutegevus, sadenes rohkem orgaanilise aine poolest rikkamaid setteid, millest hiljem tekkisid põlevkivikihid.




Joonis 10.9. Põlevkivi koostis.

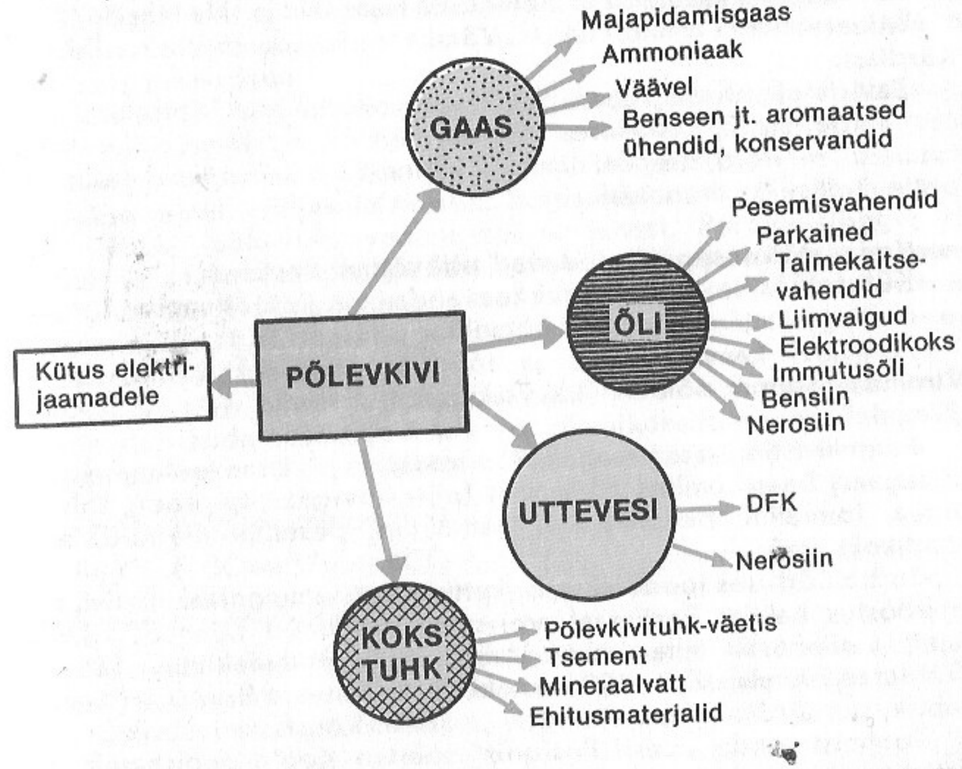


Põlevkivi sisaldab 35—40% orgaanilist ainet, mida nimetatakse **kerogeeniks**, ja 60—65% **mineraalainet**. Nimetus **kerogeen** tuleneb kreeka keelest ja tähendab tulesünnitajat, osutades seega kerogeeni omadusele põleda. Põlevkivi põleb kerogeeni arvel, kusjuures mineraalosast tekib põlemise lõppedes **põlevkivituhk.**

Põlevkivi kaevandamine algas Eestis Esimese maailmasõja ajal. Petrogradis kasutati põlevkivi kütusena elektrijaamas ning gaasivabrikus gaasi tootmiseks. Eesti Vabariigi ajal ehitati 1921. a. Kohtla-Järvele põlevkivi utmise seade. Väliskapitali abiga loodi põlevkivikaevandusi ja -töötlemistehaseid. Põlevkivitööstuse eesmärgiks oli toota vedelkütuseid — bensiini ja põlevkiviõli.

Nüüdisajal kaevandatakse põlevkivi 7 kaevanduses ja 4 karjääris. Põlevkivi aastatoodang on umbes 30 miljonit tonni. 4/5 toodangust kulutatakse elektrijaamades kütusena ja 1/5 töödeldakse põlevkivikeemiatööstuses. Niisugune vahekord pole õige, otstarbekam on põlevkivi keemiline töötlemine, et saada rahvamajandusele vajalikke tooteid. Elektrijaamade põlevkivituhaga lubjatakse põlde ja sellest toodetakse ehitusmaterjale.

Põhja-Eestis leidub madalama orgaanilise aine sisaldusega (20%) diktüoneemaargilliiti ehk **diktüoneemakilta**. Viimane sisaldab ka mitmesuguseid haruldasi elemente (molübdeeni, volframi, vaske, üterbiumi jt.). Diktüoneemakildal on omadus kergesti ise süttida. Nii on Maardus juhtunud.




Joonis 10.10. Põlevkivi kasutusalasid.

**Eesti fosforiit** nimetatakse oobolusfosforiidiks, sest ta on tekkinud Eesti alal hiliskambriumi ja varaordoviitsiumi merede rannikualadel elanud oobolustest (karbiga käsijalgsetest). Oobolusfosforiit on põlevkivist vanem. Fosforiidi põhiühendiks on $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$. Teatavasti hinnatakse mineraalväetiste ja fosfaattooraine sisaldust $P_2O_5$ protsendiga. Eesti fosforiidis on 6—14% $P_2O_5$. Maardus toodetakse superfosfaati ja fosforiidijahu. Fosforiidijahu on kasutatud fosforväetisena, kuid selline kasutusala on väheefektiivne, sest fosforiidijahu lahustub mullas raskesti ja taimed ei omasta sellest fosforiühendeid. Superfosfaadi saamiseks töödeldakse fosforiiti või apatiiti väävelhappega.

**Turvas.** Eestis toodetakse turvast ligi 80 turbamaardlast. Üldse on meil turbamaardlaid umbes 500. Turvast kasutatakse põllumajanduses alusturbana ja turbakomposti valmistamisel ning töödeldakse briketiks.

**Lubjakivi**varud paiknevad Põhja-Eestis ja saartel. Lubjakivist, mille põhiosa moodustab kaltsiumkarbonaat, toodetakse lupja ja tsementi. Lubjakivi kasutatakse ehituskivina ning killustiku saamisel.

**Vasalemma marmor** (leidub Vasalemma ja Rummu ümbruses) on marmorit meenutava struktuuriga lubjakivi.

**Dolomiit** ehk saaremaa marmor (leidumise järgi Saaremaal Kaarmal nimetatakse ka kaarma dolomiidiks) on keemiliselt kaltsiummagneesiumkarbonaat $CaMg(CO_3)_2$ ehk $CaCO_3 \cdot MgCO_3$.

**Liiva** ja **kruusa** leidub paljudes kohtades (Männiku, Kuusalu, Kukemetsa, Vooremäe jm.). Puhast klaasiliiva saadakse Piusast.

**Ravimudana** kasutatakse meremuda Haapsalu ja Ikla lähedalt.

**Mineraalvett** ammutatakse Värskast, Häädemeestelt, Iklast ja Kärdlast.

**Savi** leiukohti on vabariigi kõikides rajoonides. Tähtsaim on sinisavi, mida leidub Kallaveres, Kundas, Aseris. Sinisavist valmistatakse tsementi, telliseid, drenaažitorusid. Lõuna-Eesti savist toodetakse ahjupotte, telliseid, drenaažitorusid.

**Keemiatööstusega seonduvad ettevõtted Eestis.**

Kütusetööstus — põlevkivi kaevandamine ja töötlemine;
— turba tootmine.

Põlevkivi kaevandamine ja töötlemine toimub põhiliselt Ida-Virumaal. Suurim põlevkivikaevandus on „Estonia" ja suurim karjäär „Sirgala".

Põlevkivitööstuses saadakse põlevkivi ja sisseveetava toorme (maagaas) baasil umbes 80 toodet (põlevkivigaas, benseen, tolueen, uurea, formaliin, bensoehape, parkained, pesemisvahendid, elektroodikoks jm.).

Turbatööstuses toodetakse briketti ja turbaammoniaakväetist. Keemiatööstus hakkas Eestimaal arenema möödunud sajandil. 1830. a. rajati Tallinnasse tina-, suhkru- ja äädikamanufaktuur, 1831. a. Kundasse keemiavabrik. 1887. a. ehitati Tallinnasse R. Mayeri keemiavabrik, siis „Põhjala" kummivabrik ja „Eesti Kunstsarvevabrik".

Tootmiskoondis „Eesti Fosforiit" töötleb Koola poolsaarelt pärinevat apatiiti ja kohalikku fosforiiti. 1968. a. hakati loodusliku gaasi



baasil tootma Kohtla-Järvel lämmastikväetisi. Maardus toodetakse superfosfaati.

Meie vabariigis on arenenud tarbekeemiatööstus („Orto", „Flora"), plastmassesemete („Polümeer", „Salvo", „Estoplast", Tartu Plastmasstoodete Tehas), kummitoodete („Põhjala"), ravimite (Tallinna Keemia- ja Farmaatsiatehas), ehitusmaterjalide („Silikaat", Tallinna Ehituskeraamika Tehas, Tartu Ehitusmaterjalide Tehas, „Tarbeklaas", „Punane Kunda", „Järvakandi Tehased"), paberi- ja tselluloosi (Tallinna Tselluloosi- ja Paberikombinaat, Kehra Tselluloosi- ja Paberikombinaat, Kohila Paberivabrik) valmistamiseks. Neist mitmedki ettevõtted saastavad ümbritsevat keskkonda. Superfosfaadi tootmiseks valmistati Maardus väävelhapet vananenud tehnoloogia alusel ja õhku juhiti mürgiseid nitroosgaase. Sulgemisel on Tallinna Tselluloosi- ja Paberikombinaat, mis saastab mürgiste ainetega linna atmosfääri.

✻ **3. Metallide tootmise põhimeetodid.** Nüüdistehnika kasutab üha laialdasemalt metalle ja sulameid. Neid vajatakse põllutöömasinate, toiduainetööstuse seadmete, transpordivahendite, metallurgia- ja kütteainetetööstuse seadmete valmistamisel, aparaadiehituses, elektrotehnikatööstuses jm. Eriline tähtsus on seejuures malmil ja terasel, millel tegelikult baseerub kogu rahvamajandus.

Ehedana, s. t. puhtal kujul leidub metalle looduses harva. Sellisena saadakse vaid üksikuid metalle (kuld, plaatina). Enamik metalle on looduses maakidena.

**Metallurgia** tegeleb maakidest metallide ja sulamite tootmisega. Vanimaks ning ka nüüdisajal põhiliseks metallurgiaharuks on **pürometallurgia** (*pyr* — kreeka keeles *tuli*). Nagu nimetusest järeldub, saadakse metalli väljasulatamiseks maakidest vajalik kõrge temperatuur kütuste põlemisel vabanevast soojusest. Pürometallurgia alla kuulub ka **elektrometallurgia** (elektrilised sulatusprotsessid ja keemiliste ühendite elektrolüüs), kus metallide tootmiseks kasutatakse ära eksotermiliste reaktsioonide soojus ja väiksema elektronegatiivsusega metallide redutseerimisvõime.

Pürometallurgiliste protsesside hulka kuuluvad metallide redutseerimine nende oksiididest söe või süsinikoksiidiga. Nii toodetakse rauamaakidest rauda, vasemaagist ($Cu_2O$) vaske jne. Näiteks:

$$Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO$$

$$Fe_3O_4 + 4C = 3Fe + 4CO$$

$$Cu_2O + C = 2Cu + CO$$

Kui metallimaak kujutab endast sulfiidi, siis särratakse („põletatakse") see esmalt oksiidiks ja viimane redutseeritakse söega metalliks. Plii tootmist võib iseloomustada järgmiste võrranditega:

$$2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2 \qquad PbO + C = Pb + CO$$

Aktiivseid metalle — naatriumi, kaaliumi, magneesiumi, kaltsiumi ja alumiiniumi — saadakse elektrolüüsil. Kaltsiumkloriidi ja boksiidi elektrolüüsil redutseeruvad katoodil metallioonid metalliks (Ca, Al), anoodil toimub oksüdatsioon (eraldub vaba kloor; hapnik reageerib seejuures süsianoodi materjaliga, andes CO). Elektrolüüsivõrrandeid võib summaarselt avaldada järgmiselt:

$$CaCl_2 \xrightarrow{\text{elektrolüüs}} Ca + Cl_2 \qquad 2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{elektrolüüs}} 4Al + 3O_2$$

Et boksiidi sulamistemperatuur on üle 2000 °C, boksiidi ja krüoliidi suland sulab aga tuhande kraadi võrra madalamal, siis viiakse elektrolüüs läbi sulandis.

Raskesti redutseeritavatest oksiididest (kroom-, koobalt-, mangaan- ja molübdeenoksiidist) saadakse metalle **aluminotermiliselt**. Siin kasutatakse ära eksotermiliste reaktsioonide soojus.

$$MoO_3 + 2Al = Al_2O_3 + Mo$$

$$Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr$$

Ka aluminotermia kuulub pürometallurgia hulka.

Metallurgia teiseks ja uuemaks haruks on **hüdrometallurgia**. See põhineb maakide töötlemisel niisuguste kemikaalide (hapete, leeliste) lahustega, mis maagis oleva metalliga reageerides viivad selle iooni-dena lahusesse. Lahuse järgneval töötlemisel eraldatakse metall sellest lihtainena.

Haruldaste ja värviliste metallide tootmisel kasutatakse **kloor-metallurgiat**. Toormaagi käsitlemisel klooriga viiakse metallid üle kloriididekś, eraldatakse sel kujul ja töödeldakse metalliks. Sel teel toodetakse titaani, tantaali, tina jt. metalle. Klooriga on võimalik konservipurgiplekist tina eraldada.

$$Sn + 2Cl_2 = SnCl_4$$

Tehnika progressi uueks suunaks metallurgias on **plasma** evitamine. Plasmatronis võib saada mitme tuhande kraadiseid temperatuure. See ületab tunduvalt seni kasutatavad temperatuurid metallurgias (terase tootmisel on senini temperatuur 1800 °C). Teatavasti kasvab reaktsiooni kiirus temperatuuri tõstmisel 10° võrra keskmiselt kolm korda. Järelikult suureneb plasmatemperatuuril keemiliste reaktsioonide kiirus ja seadme tootlikkus tunduvalt. Võrreldes rauamaagi redutseerimisprotsessi kiirust kõrgahjus ja plasmatronis, on viimasel juhul kiirus võrratult suurem.

Plasmatehnoloogia evitamine metallurgias ei suurenda ainuüksi protsessi intensiivsust, vaid võimaldab muuta ka tootmistehnoloogiat. Tavaliselt on terase tootmine kaheastmeline protsess:

rauamaak→malm→teras,

ent plasmaseadmes on võimalik mõlemad astmed läbi viia ühes ja samas seadmes ning saada rauamaagist terase koostisele vastav sulam.



Rauda võib rauamaagist redutseerida ka süsinikoksiidi ja vesiniku seguga:

$$Fe_2O_3 + CO + 2H_2 = 2Fe + CO_2 + 2H_2O$$

Seda meetodit nimetatakse koksivabaks metallurgiaks ja redutseeriv gaaside segu ($CO + H_2$) saadakse maagaasist. Meetod on eelistatud ka keskkonnakaitse seisukohalt.

Moodsaks metallurgia arengusuunaks on **biometallurgia**. Merevees leidub väga väikeses kontsentratsioonis, kuid summaarselt miljoneis ja miljardeis tonnides kulda, hõbedat, uraani, vaske jpt. metalle. Tuntakse mikroorganisme, kes oma elutegevuse käigus eraldavad ümbritsevast keskkonnast (näit. mereveest) teatud metallide ühendeid. Nende mikroorganismide hilisema tuhastamisega saadakse metalliühendid kätte.

Metallide tootmisel on suunaks maakide kompleksne kasutamine. Vase-, plii-, nikli- ja tsingimaakide komplekssèks kasutamiseks organiseeritakse käesoleval ajal ühtlasi väävli, väävelhappe, seleeni, telluuri, indiumi, molübdeeni, vismuti, kaadmiumi, koobalti ja teiste metallide ning ühendite tootmine. See saavutatakse põletusahjude heitgaaside ja tolmu ning räbu täieliku ümbertöötamisega.

✻ **4. Olmekeemia.** Keemia abi on inimene oma koduses majapidamises kasutanud juba ammusest ajast. Nimetame siinkohal värvaineid, millega meie eellane joonistas koopa seinale. Hiljem hakati värvima kiudaineid ning nahka ja ilustama erksate värvidega ka iseennast. Riideid pesti tuhaleotisega, pronksi puhastati hapupiimaga.

Keemiliste ainete teatud kindlaid omadusi hakati hiljem juba teadlikult evitama. Me teame, et bensiin lahustab rasvu ja õlisid. Sel omadusel põhineb rasvaplekkide eemaldamine riietelt. Tähtsamad olmekeemias rakendatavad ained võib jaotada järgmistesse liikidesse: pesemisvahendid, värvid, puhastus- ja poleerimisvahendid, liimid, mürkkemikaalid, kosmeetikavahendid, mitmesugused keemiatooted (fotokemikaalid, antistaatilised ja apreteerimisained, lillede säilitusvahendid, konservandid jm.).

**Pesemisvahendid.** Tekstiili puhastamiseks on kaks moodust: keemiline puhastus ja pesemine. Keemilises puhastuses eemaldatakse mustus lahustite (bensiin, kloororgaanilised vedelikud) abil. Argielus kasutatakse plekkide kõrvaldamiseks ainult värvuseta etüülimata bensiini. Etüülimata bensiin võib olla ka kollakas. Termilisel krakkimisel saadud bensiinis sisalduvate küllastumata ühendite polümeerimisel moodustuvad vaigud, mis põhjustavad bensiini kollaka värvingu. Mõistetavalt ei saa niisuguse bensiiniga puhastada tekstiilesemeid, sest bensiini aurustumisel jääb riidele kollakas plekk. Etüülitud bensiin on tavaliselt värvistatud kollaseks (A-76), oranžpunaseks (АИ-93), siniseks (АИ-98), roheliseks (A-66) või roosaks (A-72).

Etüülimata bensiini kvaliteedi kaudseks hindamiseks tilgutatakse teda puhtale valgele paberile ja vaadatakse siis lehte pärast bensiini

aurustumist. Bensiin peab aurustuma kiiresti ja lehele ei tohi jääda nähtavat jälge, kollane plekk osutab õli- või vaigusisaldusele.

Kõrvuti seebiga kasutatakse nüüdisajal tekstiili pesemisel ka sünteetilisi pesemisaineid. Need koosnevad mitmest komponendist: pindaktiivne aine (sulfanool), leelis (sooda, naatriumsilikaat), mis aitab eemaldada rasvaosakesi, fosfaadid, aitamaks pesta karedas vees, optiline valgendi, lõhnaaine jm. Ensüüme sisaldavad pesemisained („Biolaan", „Fermenta", „Bio-Est") kõrvaldavad pesult hästi valgulise päritoluga aineid (verd, higi).

Vesinikperoksiid, hüpokloorishape ja tema soolad (hüpokloritid), perboraadid eraldavad lagunedes kergesti hapnikku. Monohapnik on tugev desinfitseerija ja oksüdeerija. Sel omadusel põhineb eespool märgitud ainete kasutamine riietusesemete või juuste pleegitamiseks (blondeerimiseks).

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O \qquad HClO \rightarrow HCl + O$$

**Värvid ja värvained.** Sõltuvalt värvitavast materjalist, eesmärgist, värvainest, värvimisviisist jm. jagatakse värvid ja värvained erinevatesse liikidesse.

**Värvid** on värvipigmenti ja sideainet sisaldavad suspensioonid (pastataoline või vedel). Värvipigment annab värvuse, sideaineks on värnits (õlivärv) või sünteetiline vaik (emailvärv, lateksvärv). Niisuguste värvidega värvitakse puitu, metalli, kivi jm. **Värvainetena** evitatakse orgaanilisi ühendeid, millega antakse kiudainetele (riidevärvid), paberile, nahale, plastidele jms. materjalidele värvust.

**Puhastus- ja poleerimisvahendid.** Neid rakendatakse mitmesuguste materjalide puhastamiseks ja sileda pinna saamiseks. Roosteplekke saab kõrvaldada happega. Et hape ei söövitaks metalli, tuleb kasutada inhibeeritud happeid või nõrgemaid orgaanilisi happeid.

Oksaalhape reageerib kergesti raud(III)oksiidiga, moodustades vees lahustuva soola — raudoksalaadi. Sel omadusel põhineb oksaalhappe kasutamine roosteplekkide kõrvaldamiseks nii metallesemeilt kui ka pesult.

Metall-, puit-, kivi- jm. esemete pinna viimistlemiseks ja sileda pinna saamiseks poleeritakse pinda poleervedeliku või -pastaga. Viimased sisaldavad peeni abrasiivterakesi ja keemiliselt toimivaid aineid.

**Liimid.** Liimimiseks kasutatakse polümeeride lahuseid orgaanilises lahustis. Lahusti aurumisel jääb järele õhuke polümeerkile, mis liidab liimitavad osad kokku. Samal põhimõttel toimub ka esemete lakkimine. Laki lahustiteks on kergesti aurustuvad ja lenduvad orgaanilised vedelikud: piirituslaki puhul etanool, nitrolaki puhul nitrolahusti või atsetoon. Lahusti aurustumise tagajärjel jääb eseme pinnale lakikiht.

**Mürkkemikaalid.** Mürkkemikaalid on mürgised ained, mida kasutatakse kahjurputukate, näriliste, umbrohtude ja taimehaiguste vastu võitlemisel. **Insektitsiidid** ehk putukatõrjevahendid on kloori- ja fosforiühendid (klorofoss, karbofoss, heksakloraan, DDT), anorgaanilised ühendid (arseeniühendid) jm. **Pestitsiidid** on taimekahjurite ja umbrohtude tõrjeks kasutatavad taimekaitsevahendid. Selleks kasutatakse orgaanilisi elavhõbeda- ja fosforiühendeid. **Fungitsiidid** on taimede seenhaiguste tõrjevahendid. Siia kuuluvad bordoo ja väävellubjavedelik, vaskoksiidkloriid jt. **Herbitsiidid** on keemilised umbrohutõrjevahendid (dinitrofenoolid, DNOK). **Rodentitsiidid** on rottide ja hiirte hävitusvahendid (tsinkfosfiid).

Mürkkemikaalid on väga mürgised inimesele ja loomadele. Seepärast tuleb täpselt täita õpetusi, mis on mürkkemikaali purgile või pudelile märgitud. Mürkkemikaalid ei tohi sattuda toidunõudesse ega toiduainetesse.

**Kosmeetikavahendeid** kasutab inimene oma välimuse eest hoolitsemisel. Egiptuse kuninganna Kleopatra ajast pärineb üks teadaolevaid esimesi kosmeetikaretseptide kogumikke, milles käsitletakse minkimist ja puudreid.

Parfümeeriatoodete põhiosisteks on looduslikud või sünteetilised lõhnaained, mis aeglaselt aurustuvad ning mille meeldiv lõhn põhjustab lõhnaaistinguid. Lõhnaõlid on lõhnaainete piirituslahused. Hea lõhnaõli koostises võib olla mitukümmend lõhnaainet.

### KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Tooge näiteid: a) esmane, b) teisene, c) mineraalne, d) taimne, e) loomne tooraine.
2. Tooge näiteid pidevatest ja perioodilistest protsessidest. Võrrelge neid.
3. Tooge näiteid tööstuslikest protsessidest, kus kasutatakse a) toorainet komplekselt, b) tsirkulatsiooniprotsessi, c) reaktsioonisoojust lähteainete ettesoojendamiseks, d) vastuvooluprintsiipi, e) pärivooluprintsiipi, f) reageerivate ainete suurt kokkupuutepinda.
4. Iseloomustage a) põlevkivi, b) diktüoneemakilta, c) fosforiiti, d) lubjakivi, e) vasalemma marmorit, f) dolomiiti, g) savi.
5. Miks pole fosforiidijahu kasutamine fosforväetisena õigustatud, superfosfaat aga on?
6. Nimetage tähtsamaid põlevkivisaadusi.
7. Tooge näiteid a) pürometallurgiast, b) elektrometallurgiast, c) aluminotermiast, d) hüdrometallurgiast, e) kloormetallurgiast, f) plasmatehnoloogiast, g) biometallurgiast.
8. Millisel põhimõttel kõrvaldatakse riietelt a) rasvaplekke, b) roosteplekke?

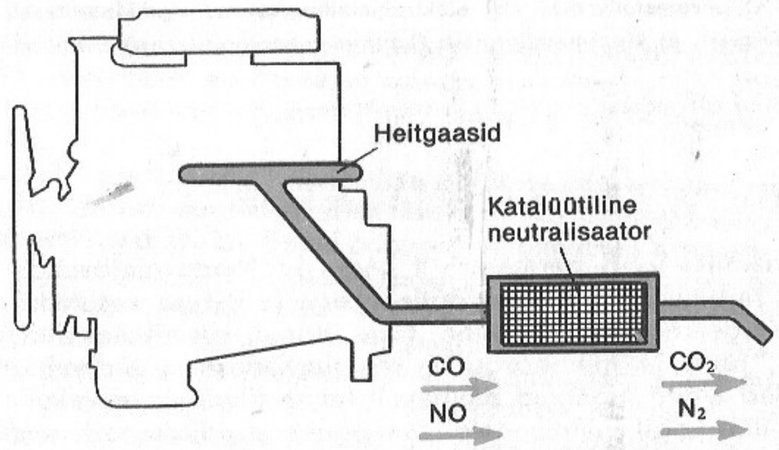
## XI. KEEMIA JA KESKKONNAKAITSE

Tööstuse arendamine toob paratamatult kaasa ka loodusressursside üha suureneva tarbimise. Tooraine töötlemisega ja kütuse kasutamisega kaasneb hiigelkogustes aheraine, tuha, tolmu, süsinikdioksiidi, väävliühendite, räbu ja mitmesuguste keemiasaaduste eraldumine keskkonda. Need ained mõjuvad hävitavalt taimestikule ja loomastikule, toovad kahju kogu inimkonnale. Maapõuest saadud toorainest annab kasu vaid 3—4%, ülejäänud 96—97% ainest läheb keskkonda jäätainetena tagasi.

Biosfääri kaitse on väga vajalik. On teada rohkesti näiteid keskkonna saastamisest inimese mõtlematu tegevuse tagajärjel. Ökoloogiaprobleemid on globaalsed ja üldinimlikud. Elukeskkond tuleb säilitada tulevastele põlvkondadele. Selleks kavandatakse mitmesuguseid meetmeid. Olulist tähelepanu osutatakse õhu ja vee puhastusseadmete rajamisele ja niisuguste tehnoloogiliste protsesside evitamisele, mis keskkonda ei saastaks. On plaanis edaspidi juurutada vähejäätmeseid ja jäätmetuid tehnoloogiaprotsesse. Arendatakse kombineeritud tootmist, et tagada loodusvarade, toorme ja materjalide võimalikult täielikum ja kompleksne kasutamine ning vältida või oluliselt vähendada kahjulikku mõju keskkonnale.

Puhastusseadmete evitamine on kulukas ettevõtmine ja selle kasu ei seisne mitte ainult puhtama õhu, vee ja pinnase loomisel. Ka saadav põllumajandustoodang on puhtam ega sisalda kahjulikke ühendeid. Töötajail väheneb haiguspäevade arv ja suureneb tööviljakus. Rahvamajandusele on oluline ka see, et saastamata õhus ja vees väheneb metallide korrosioon. Õhu puhastamisele avaldab suurt mõju linnade haljastamine.

Keemiatööstuses rakendatakse mitmeid meetmeid vältimaks keskkonna saastamist. Keemiatehaste juurde ehitatakse heitvete puhastusseadmeid, heitgaasidest eraldatakse kahjulikud ained või muudetakse need kahjutuks. Tööstuses püütakse juurutada hermeetilisi tehnoloogilisi protsesse ja kinnise tsükliga protsesse, milles heitaineid oleks võimalikult vähe. Suurlinnades rakendatakse tsentraalkütet, püütakse kasutada selliseid transpordiliike, mis keskkonda ei saasta (troll, metroo). Nähakse ette varustada automootorid heitgaaside neutralisaatoritega, milles oksüdeeritakse sisepõlemismootori heitgaasid kahjututeks ühenditeks. Hakatakse juurutama elektriautot. Veekogude saastamise vältimiseks rakendatakse korduvat veeringlust: tehase heitveed puhastatakse ja kasutatakse siis uuesti tehases tehnoloogilise veena.




Joonis 11.1. Automootori heitgaasi neutralisaatori skeem.



**1. Õhk. Õhu koostis.** Vajalik nagu õhk — see kujukas väljend rõhutab õhu elulist vajadust. Inimene võib ilma toiduta elada nädalaid, ilma veeta päevi, kuid õhuta vaid minuteid. Elu meie planeedil hakkas arenema alles atmosfääri olemasolul. Atmosfäär kaitseb Maad kosmosest lähtuva hukutava mõju ees. Atmosfääri puudumisel kuumeneks maapind päeval umbes saja kraadini, öösel aga langeks niisama palju alla nulli.

Õhu koostist väljendatakse kas mahu- või massiühikutes. Õhu tähtsamate koostisosade sisaldus on järgmine:

| Aine | mahu-% | Massi-% |
|---|---|---|
| $N_2$ | 78,09 | 75,50 |
| $O_2$ | 20,95 | 23,10 |
| Ar | 0,932 | 1,286 |
| $CO_2$ | 0,032 | 0,046 |

Neooni, heeliumi ja krüptooni on õhus $10^{-4}$—$10^{-3}$%, ühepalju on vesinikku ja dilämmastikoksiidi — $5 \cdot 10^{-5}$%, osooni $2 \cdot 10^{-7}$%, muutlik on veeauru, metaani, ammoniaagi, vääveldioksiidi jt. komponentide sisaldus. Tingituna kosmilisest kiirgusest esineb õhus kerg- ja raskelementide tuumi, positiivseid ja negatiivseid ioone ning radikaale. Kokkuvõtlikult võib väita, et puhas õhk koosneb mitmekümnest ühendist ja kujutab endast keerukat süsteemi. Iseloomustame saastunud õhu peamisi komponente.

**Süsinikoksiid ehk vingugaas.** Mürgistest ainetest liitub CO hemoglobiiniga kõige energilisemalt. CO tekib süsinikku sisaldavate ainete mittetäielikul põlemisel. Ta on tööstus-, põlemis- ja autoheitgaasi alatine koostisosa. Sõltuvalt kiirusest ja kiirendusest võib autoheitgaasis olla 0—9% CO. Inimorganismist eraldub koos väljahingatava õhuga ööpäevas umbes 10 ml CO. See endogeenne süsinikoksiid tekib hemoglobiinist sapipigmendi bilirubiini moodustumisel. Et CO moodustub normaalse ainevahetuse käigus ja eritub ümbritsevasse keskkonda koos süsinikdioksiidi, ammoniaagi jt. mürgiste komponentidega, siis võib hermeetilises ruumis kauaaegselt viibiv inimene (lennukikabiin, kosmoselaev) saada isemürgistuse.

Vingumürgistust põhjustab hemoglobiini või oksühemoglobiini ($HbO_2$) reageerimine CO-ga, mispuhul tekib väga püsiv karboksühemoglobiin (HbCO): $HbO_2 + CO = HbCO + O_2$. Üks hemoglobiini molekul seob neli CO molekuli. Hemoglobiini side CO-ga on umbes 250 korda püsivam kui side hapnikuga. CO seiskab hemoglobiini hingamisfunktsiooni, millega kaasnevad kesknärvisüsteemi häired — peavalu, peapööritus, tasakaaluhäired, teadvuse kadu ja lõpuks surm südame seiskumise ja hingamispeetuse tõttu.

Vingumürgistuse raviks on värske õhk, eriti hapnik. Hingamiskeskuse mõjutamiseks soovitatakse hapniku ja süsihappegaasi segu (3—7% $CO_2$). Ravimina rakendatakse ka redutseeritud rauda, mis seob CO.

**Vääveldioksiid.** Terava lõhnaga mürgine **vääveldioksiid** toimib hingamisteede limaskesta kaudu, põhjustades bronhiiti, hingeldust, silmapõletikke, allergiat. $SO_2$ tungib õhulõhede kaudu taimekudedesse, lagundab klorofülli ja takistab taime kasvu. Okastele tekivad kollased ja pruunid täpid, okka tipud kolletavad, lehtedele moodustuvad pruunikad laigud, hiljem okkad ja lehed varisevad. Kõige tundlikumad on kuusk, mänd, vaher ja hobukastan, vastupidavamad on kask, pappel, haab, tamm, saar ja pärn.

**Divesiniksulfiid** on äratuntav mädamunalõhna tõttu. Tema mürgisus avaldub äärmiselt kiiresti. $H_2S$-ga täidetud ruumi siseneja võib silmapilkselt kaotada teadvuse ja surra. Kui õhus on gaasi 0,2%, saabub surm minuti vältel, 0,07% sisalduse puhul umbes tunni jooksul. $H_2S$ moodustub kütuste töötlemisel. Teda sisaldub looduslikes gaasides, mis tekivad roiskumisel, vulkaanipursetel jm. Tööstuskeskuste õhus on kolme lämmastikoksiidi: $N_2O$, NO ja $NO_2$. NO moodustub sisepõlemismootori silindris ja paiskub autoheitgaasidena õhku, samuti tekivad oksiidid lämmastikväetiste lagunemisel mullas ja eralduvad sealt õhku. Äärmiselt mürgised on NO ja $NO_2$. Lämmastikoksiididest moodustub ultraviolettkiirguse mõjul nn. fotokeemiline sudu. Reaktiivlennuki düüsidest väljapaiskuvates heitgaasides on NO. See oksüdeerub õhuhapniku arvel aeglaselt lämmastikdioksiidiks. $NO_2$ aga reageerib õhuniiskusega, andes kaks hapet — lämmastik- ja lämmastikushappe.

**Inimtegevuse mõju atmosfäärile** avaldub saasteallikate loomises. Selleks on põletamisprotsessid olmes, küttekolletes, autotransport, elektrijaamad, tööstus jm. Kütuste (nafta, süsi, maagaas, puit) põhielemendiks on süsinik, mille põlemisel tekib peamiselt $CO_2$ ja CO. Naftas ja kivisöes on kuni 5% väävlit, millest põlemisel tekib $SO_2$ ja tühiselt $SO_3$, lämmastikust moodustub $N_2$ ja NO. Viimane oksüdeerub õhus iseeneslikult, andes $NO_2$. Kütuste põlemisel tekkiv suits sisaldab tahkeid põlemisjääke, tahma. Põlemisel eraldub kulutatud hapniku hulgaga võrdne ruumalaline kogus $CO_2$. Maituld on viimastel aastatel hakatud seostama prahi põletamisega. Koos puidujäätmetega põletatakse vanu plastmassesemeid, tehisnahk- ja kummitooteid. Nende põlemissaadused on väga mürgised ja ohtlikud õhu saastusallikad. Polüvinüülkloriidist ja tehisnahast esemete põletamisel satub õhku kloori, vesinikkloriidi ja väga mürgist fosgeeni (sõjagaas). Jaanitulel põletatakse ka vanu autokumme. Seejuures eralduv must suits osutab mittetäielikule põlemisprotsessile. Kummi põlemisel satuvad õhku mitmesugused vähktõbe tekitavad ühendid. Põlemisprotsessi nähtavaks saastumisilminguks on suits, mis pärineb tehase- või katlamajakorstnast, auto- või traktorisummutist. Sisepõlemismootorist eraldub musta suitsu rikka küttesegu puhul, diiselmootorist suurel koormusel (koormatud sõiduk mäkketõusul). Heitgaasi sinine värving on põhjustatud kütuses ärapõlemata jäänud õliosakestest. Eriti iseloomulik on see kahetaktilistele mootorratta mootoritele, kui bensiinile oli lisatud liigselt õli. Neljataktilistest automootoritest eraldub sinise värvinguga suitsu, kui karteris on õlitase liiga kõrge või mootorisilindrid on



kulunud. Suitsu valge värvingu põhjustab soojendamine, mil kütus põleb ebatäielikult; mootori soojenemise määral „valge suits" kaob. Linnaõhu peamiseks saastajaks on autotransport. Tallinna õhusaastest moodustavad autode heitgaasid ligi 70%. Auto kulutab tuhande kilomeetri läbimiseks niisama palju õhku kui autojuht terve aasta jooksul hingamiseks!

Auto sisepõlemismootori silindris kulgeb põlemisprotsess sekundi murdosa vältel. Kütus ei põle siis täielikult ja heitgaasidesse satub oluliselt põlemata jäänud komponente. Heitgaasi peamine, mürgiseim koostisosa on CO, mille sisaldus heitgaasides kasvab kiiruse suurendamisel või pidurdamisel. Kõige vähem tekib heitgaase kiirusel 50—70 km/h. Mida ebatäielikum on põlemine, seda rohkem on heitgaasides CO, tahma, süsivesinikke, aldehüüde, pliiühendeid, lämmastikoksiide jt. mürgiseid ühendeid. Vähktõbe põhjustav bensopüreen satub õhku heitgaasidest, samuti kummiprotektorite ja asfaldi kulumisel tekkivast tolmust. Mootori soojendamisel suletud garaažis tekib heitgaaside eluohtlik kontsentratsioon. Nii on paljud autojuhid saanud raske mürgistuse või hukkunud. Lubamatu on töötava mootoriga soojendada ruume. Raske mürgistuse võib saada töötava mootoriga autos magades. Auto heitgaasidel on tugevasti ärritav toime. Nende sissehingamine põhjustab köha, peavalu, tasakaaluhäireid, iiveldust ja kohinat kõrvades. Mürgistatu naha värvus on tumeroosa või erepunane.

Osaliselt hajuvad auto heitgaaside mürgised komponendid õhku, osaliselt neelavad neid endasse sõidutee ääres või läheduses kasvavad taimed. Tuleb arvestada, et kõik teeäärsed taimed on saastatud plii- jt. ühenditega. Seepärast ei tohi seal kasvatada puu- ja köögivilju ega karjatada loomi. Otstarbekas oleks tee äärde rajada hekiribad, mis pidurdaksid mürgiste heitainete levikut. Autode jaoks on leiutatud efektiivsed katalüsaatorid, millel heitgaasid oksüdeeruvad suhteliselt vähemürgisteks aineteks ($CO_2$, $H_2O$, $N_2$). Niisugused heitgaaside neutralisaatorid paigutatakse auto väljalasketorustikku.

**Tugev saastaja on tubakasuits.** Põleva sigaretiotsa temperatuur küünib tuhande kraadini. Seega kujutab põlev sigaretiots miniatuurset keemiareaktorit, kus kulgeb arvukalt keemilisi reaktsioone, moodustub üle tuhande keemilise ühendi. Otseselt mürgiste ainete kõrval tekib seejuures ka pärilikkust mõjustavaid aineid, mis eriti ohustab suitsetavaid tütarlapsi. Tubakasuitsus sisalduvad vähktõbe tekitavad ained (bensopüreen). 30% kõigist vähktõvejuhtudest on seotud suitsetamisega. Vaieldamatu on suitsetamise osa maohaavandite, seedeelundite haiguste, südamelihase infarktide ja ajuinsultide tekkel. Tubakasuitsu koostis on keerukas. Filtriga sigareti suitsus on isopreeni, atsetooni, tolueeni, benseeni jm. Tubaka nikotiinist moodustub lagunemisel 900 kuni 1200 erinevat ainet. Tubakasuitsu koostisse kuuluvad väga mürgised ühendid: vesiniktsüaniidhape (sinihape), kantserogeenne bensopüreen, mürgised antimoniühendid, radioaktiivne poloonium, nikotiin, süsinikoksiid jt. Tubakalehtedes sisaldub umbes 8% nikotiini. Viimane on äärmiselt tugev puutemürk, mis ainuüksi kontaktil putukatega hävitab neid.

**Maa kliima muutumine.** Inimtegevus mõjutab negatiivselt meie planeedi kliimat. Kütuste ulatuslik põletamine põhjustab $CO_2$ sisalduse suurenemist õhus. $CO_2$ tekib põlemisel ja hingamisel, ta eraldub kuumaveeallikaist ja vulkaanidest. Õhust seovad taimed $CO_2$. Ulatusliku metsaraie tõttu väheneb metsade taastootmine ning õhus olevat $CO_2$ ei suuda taimed fotosünteesil siduda. Nii ei taastu õhu hapnikusisaldus ja $CO_2$ sisaldus kasvab.

Süsinikdioksiidil on huvitav omadus: teda läbib Päikeselt lähtuv lühilaineline valguskiirgus, kuid Maal tekkinud pikalainelist soojuskiirgust ta neelab ega lase kosmosesse tagasi. Neeldunud energia arvel atmosfäär soojeneb. Nii meenutab õhus sisalduv $CO_2$ kasvuhooneklaasi ja tema omadust neelata soojuskiirgust nimetataksegi kasvuhooneefektiks. Kasvuhooneefekti tõttu peaks Maa keskmine temperatuur tõusma, sest õhu $CO_2$ sisaldus pidevalt suureneb. Praegu on õhus umbes 0,03% $CO_2$. Kui sisaldus kahekordistuks, siis peaks Maa keskmine temperatuur tõusma kolme kraadi võrra. Soojenemine paneb polaarjää sulama. Isegi paarikraadine globaalne temperatuuri tõus põhjustaks Antarktika ja Gröönimaa jääliustike sulamist, mis tõstaks maailmamere taset mitme meetri võrra. See aga ujutaks üle suured kaldaäärsed alad.

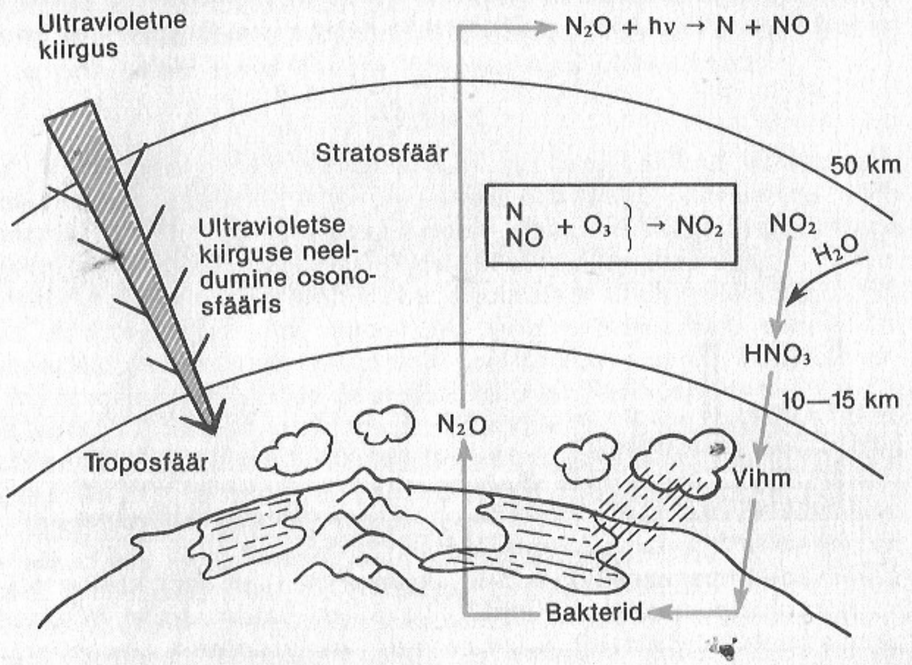
Vastupidiselt kasvuhooneefekti teooriale püstitati uus teooria, mis väidab, et Maa temperatuur ei tõuse, vaid hoopis alaneb ning prognoositi tulevikuks uut jääaega. Eeldatakse, et inimtegevuse ja tööstuse arengu tulemusena suureneb õhus tolmu, tahma jt. ainete sisaldus, mis vähendavad atmosfääri läbipaistvust ja peegeldavad päikesekiirguse maailmaruumi tagasi. Tulemusena väheneb Maale tuleva päikeseenergia hulk ja Maa jahtub. Mis meid siis ees ootab, veeuputus või jääaeg? Teadlased eeldavad ikkagi kliima soojenemist. Kliima soojenemist kinnitab ka maailmamere taseme tõus. Katsed kinnitavad, et $CO_2$ sisalduse tõus peaks suurendama nisu, riisi, soja jt. põllukultuuride saake.

**Osonosfäär kaitseb Elu Maal.** Õhus sisaldub keskmiselt kümnemiljondik mahuprotsenti osooni ehk trihapnikku. Tundub, et see tühine osoonihulk erilist tähtsust ei oma. Tegelikkus on sootuks vastupidine. Ilma osoonita ei oleks Maal saanud elu tekkida ja osooni puudumisel ka elu häviks. Osoonil on omadus neelata Päikeselt lähtuvat lühilainelist ultraviolettkiirgust, mis mõjub hävitavalt elusorganismidele.

1970-ndail aastail tuvastati õhu osoonisisalduse langust ja ameerika teadlased püstitasid hüpoteesi freoonide mõjust osooni lagunemisele. Freoonid, mis on külmaagendiks külmuteis ja täitegaasiks aerosoolpudeleis, on keemiliselt püsivad ega toimi kahjulikult elusorganismidesse. Külmutitest ja olmeaerosooltooteist satuvad freoonid õhku ja tõusevad atmosfääri kõrgematesse kihtidesse, kus nad lagunevad päikeseenergia arvel. Freooni lagunemisel tekivad kloori aatomid, mille mõjul osooni molekulid lagunevad. Tulemusena väheneb õhu osoonisisaldus. Peatselt püstitati veel uus hüpotees, mis seostab õhu osoonisisalduse vähenemist lämmastikväetiste evitamisega. Lämmastikväetised lagunevad mullas bakterite toimel. Seejuures eraldub $N_2O$, mis lagundab osooni. Arvestades lämmastikväetiste üha laienevat kasutamist, prognoositakse, et 1995. a. väheneb õhu osoonisisaldus 30% võrra. Osooni lõhustavad ka automootorite ja reaktiivlennukite heitgaasid, mis sisaldavad lämmastikoksiide. Freoonide ja lämmastikoksiidide tõttu osoonisisaldus õhus väheneb. Seetõttu jõuab Päikeselt lähtuv lühilainelisem ultraviolettkiirgus Maale ja tulemusena suureneb haigestumine nahavähki, hukkuvad tundlikud taimeliigid. Sel aastakümnendil avastasid inglise teadlased Antarktikas osonosfääri vähenemise, hiljem avastati osooniaukude olemasolu Arktikas. Nüüd ollakse veendunud, et osonosfääri hävimise peamiseks põhjuseks on freoonid. Kavandati meetmed osonosfääri säilitamiseks. 1987. a. sõlmiti Montreali protokoll osonosfääri kaitse kohta, millele kirjutas alla 31 maad, sealhulgas NSVL. Selle kohaselt tuleb järsult piirata osonosfääri hävitavate ainete tootmist. Esmalt keelustasid freoonide kasutamise aerosoolpakendeis Rootsi, Norra, USA, Kanada, Belgia ja Soome.

Õhu osoonisisaldus on maksimaalne umbes 25 km kõrgusel (osonosfääris). Osooni väga väikest sisaldust iseloomustab aga fakt, et kui kogu atmosfääris sisalduv osoon koguda, siis moodustaks see ümber Maa vaid 0,3 cm paksuse kihi; õhuhapnik võtaks samadel tingimustel enda alla 5,5 km paksuse kihi.

Vähesel määral on Päikeselt lähtuv ultraviolettkiirgus inimesele kasulik. Päikesekiirgus väldib rahhiiti haigestumist. Ultraviolettkiirguse toimel moodustub inimorganismis D-vitamiini, mis reguleerib kaltsiumi



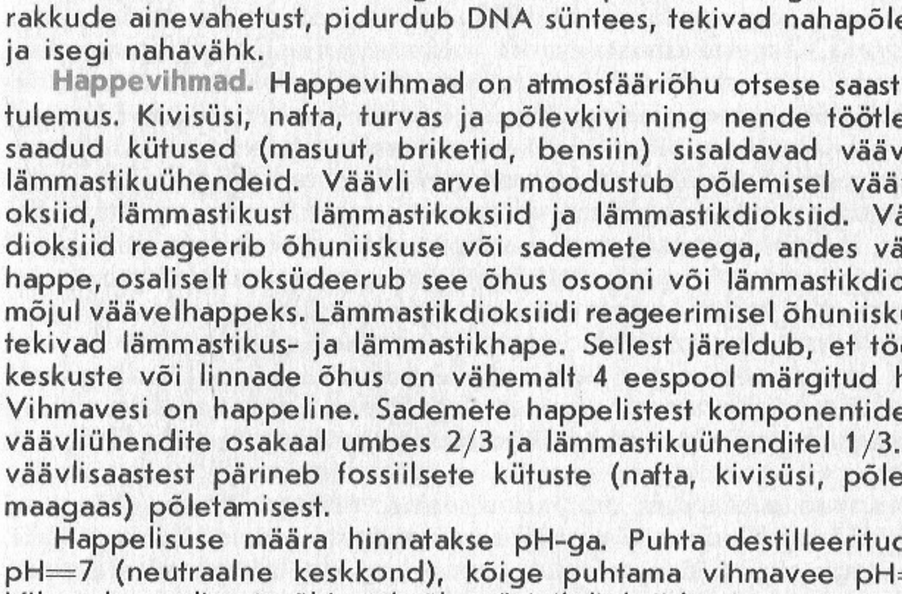

Joonis 11.2. Osonosfääri lagunemine.

ainevahetust. Suuremad kiirgusannused või kauaaegsem kiiritamine ja lühilainelisem ultraviolettkiirgus on vastupidise toimega: häiritakse rakkude ainevahetust, pidurdub DNA süntees, tekivad nahapõletikud ja isegi nahavähk.

**Happevihmad.** Happevihmad on atmosfääriõhu otsese saastumise tulemus. Kivisüsi, nafta, turvas ja põlevkivi ning nende töötlemisel saadud kütused (masuut, briketid, bensiin) sisaldavad väävli- ja lämmastikuühendeid. Väävli arvel moodustub põlemisel vääveldioksiid, lämmastikust lämmastikoksiid ja lämmastikdioksiid. Vääveldioksiid reageerib õhuniiskuse või sademete veega, andes väävlishappe, osaliselt oksüdeerub see õhus osooni või lämmastikdioksiidi mõjul väävelhappeks. Lämmastikdioksiidi reageerimisel õhuniiskusega tekivad lämmastikus- ja lämmastikhape. Sellest järeldub, et tööstuskeskuste või linnade õhus on vähemalt 4 eespool märgitud hapet. Vihmavesi on happeline. Sademete happelistest komponentidest on väävliühendite osakaal umbes 2/3 ja lämmastikuühenditel 1/3. 60% väävlisaastest pärineb fossiilsete kütuste (nafta, kivisüsi, põlevkivi, maagaas) põletamisest.

Happelisuse määra hinnatakse pH-ga. Puhta destilleeritud vee pH=7 (neutraalne keskkond), kõige puhtama vihmavee pH=5,6. Vihma happelisust põhjustab õhu süsinikdioksiid, mis veega moodustab süsihappe. Tingitult väävlis-, väävel-, lämmastikus- ja lämmastikhappest on vihmavee pH veelgi madalam. Kesk-Euroopas on vihmavee pH=4,2, happelisuselt on see võrreldav hapupiimaga.

Happevihmade mõjul suureneb kaltsiumiühendite omastatavus taimede poolt, rasklahustuvad alumiiniumiühendid (savid) muutuvad taimedele omastatavateks. Alumiiniumioonid põhjustavad aga organismides ainevahetushäireid. Pinnavete happelisus muutub aastaringselt.




Joonis 11.3. Happevihmad sisaldavad väävelhapet.



Suurim on see kevaditi lume sulamise aegu. Happeline sulavesi koguneb veekogude kalda lähedale, takistades kalade paljunemist. Happelisuse vähendamiseks veekogusid lubjatakse. pH muutustele on kaladest eriti tundlikud lõhelised, kes happelises keskkonnas ei paljune.

Happevihmadest tingitud metsade hukk algas aeglaselt ja märkamatult, kuid laieneb üha kiiremini. Kõigepealt täheldati ohtu Skandinaaviamaades ja Kesk-Euroopas. Kahjustused laienevad, sest tuuled, mis saastunud õhku ja sademeid laiali kannavad, ei tunne riigipiire. Eestis ähvardavad happevihmad eriti okaspuid. Paiguti täheldatakse metsatukkade, hekkide ja pargipuude kolletumist ning kuivamist, männiokaste langemist. Teatud määral on happevihmade indikaatoriks hariliku hallsambliku vohamine, kes hästi talub $SO_2$ ja hapet.

Ateena akropoli antiikrajatised hävisid happevihmade ja saastatud õhu tõttu aastail 1960—1980 rohkem kui eelneva kahe ja poole tuhande aasta jooksul. Happevihmas sisalduv väävelhape muudab marmori kipsiks, mille vihmavesi aeglaselt ära uhub. Looduslikust kivist tehtud katsekehad kaotasid sel viisil aasta jooksul oma massist 3—4%.

Tallinna ümbruse õhu saastajaks on Maardu superfosfaaditsehh, milles üheks tooraineks on väävelhape. Maardu väävelhappetsehh töötas vananenud tehnoloogia alusel. Selle meetodi kohaselt oksüdeeritakse vääveldioksiid lämmastikoksiidide arvel väävelhappeks. Osa lämmastikoksiide väljub süsteemist heitgaasidena nn. kollase suitsu näol, mida rahvasuus nimetatakse rebasesabaks. Fosforiidis ja apatiidis sisalduvad fluoriühendid muunduvad superfosfaadi valmistamise protsessis ja eralduvad väga mürgise vesinikfluoriidgaasina. Viimane põhjustab inimeste ja loomade haigestumist, hävitab taimekasvu ja põhjustab aknaklaaside läbipaistvuse vähenemist.

✻ **2. Vesi.** Veekogude saastumis- ja reostumisallikad võivad olla looduslikud või kunstlikud (tehislikud). Looduslik saastumine võib olla seotud antud paikkonna füüsikalis-geograafiliste iseärasustega või looduses toimunud katastroofiga (näit. vulkaanipurse).

Kunstlikku saastamist põhjustavad tootmis- ja elukondlikud tegurid, näiteks elukondlikud ehk olmeveed (majapidamisvesi, saunadest, sansõlmedest, sööklatest, haiglatest pärinevad veed). Tööstusheitveed tekivad tehnoloogilise protsessi käigus. Tööstusheitvete koostis sõltub eeskätt tööstuse iseloomust. Põlevkivitööstuse heitveed sisaldavad fenoole ja põlevkiviõlisid, tselluloosi- ja paberikombinaatide heitvetes on mitmesugused väävliühendid ja ligniin. Saastumisele olmes ja tööstuses lisanduvad põllumajanduse heitveed — pinnasest väljauhutud väetised (fosfaadid ja nitraadid), pestitsiidid jm. Keemiatehased, põllumajandus- ja tööstusettevõtted juhivad merre elusloodusele võõraid aineid. Nendeks on nafta, põllumajanduses rakendatavad väetised, mürkkemikaalid, raskmetallid, mille mõjul halvenevad kalade elutingimused, paljud kalad hukkuvad. Ellujäänud

kalad, kelle kehas on mürgiseid aineid ja raskmetalle, satuvad aga meie toidulauale ning võivad põhjustada mürgistust. Väljapääsuks on kõikide merre juhitavate heitvete eelnev puhastamine.

Keskkonnakaitse seisukohalt on oluline vältida muldaviidavate väetiste sattumist veekogudesse. Seepärast ei soovitata väetist külvata talvel lumele, sest kevadised lumeveed võivad väetise ära kanda. Uute mineraalväetiste väljatöötamisel pööratakse tähelepanu nende aeglasele lahustuvusele: aeglaselt, kuid püsivalt omastaksid taimed väetiselemente.

Väga ohtlik on õlireostus. Veepinda kattev naftasaaduste kiht takistab õhuhapniku pääsemist vette, põhjustab kalavarude vähenemist ja veelindude massilist hukkumist. Õlireostus on pikka aega püsiv, aeroobsetes tingimustes kestab oksüdatsioon ligi pool aastat.

Pesemisvahendite pindaktiivsed ained kogunevad veepinnale ja takistavad õhuhapniku lahustumist vees. Fosfaatreostust põhjustavad fosfaate sisaldavate pesupulbrite kasutamine ja pesuvee juhtimine veekogudesse. Pesuvees sisalduvad fosfaadid põhjustavad veetaimestiku vohamise. Veekogud hakkavad kinni kasvama, vee hapnikusisaldus väheneb.

Veekaitse peab algama igaühe koduõuest ja töökojast. Vihma ja tuule meelevalda unustatud väetisekoorem jätab oma jälje, lekkiv vedelkütusemahuti ning auto- või traktorimootori õlivahetusel mahakallatud mootoriõli saastab suure maa-ala, taimekasvuregulaatorite ja söödafosfaatide, olme- ja mürkkemikaalide juhtimine veekogusse või matmine maapinda viib kahjulikud ained ikka põhjavette ja lõppkokkuvõttes meie toidulauale.

Paljudes riikides rakendatakse tööstuses vee korduvkasutust. Näiteks Soomes puhastatakse tselluloosi- ja paberitööstuses kasutatud vett nii, et see kõlbab uuesti tehnoloogiliseks veeks samaks eesmärgiks samas ettevõttes. Olmevete puhastamisel tuleb neid desinfitseerida, et vältida tõvestavate mikroobide sattumist veekogusse. Heitlahuste perspektiivseks puhastusviisiks on bioloogiline puhastus. Heitlahustega viiakse kokkupuutesse **aktiivmuda**, mis sisaldab mikroobe, ainurakseid ja kiirikseeni. Need organismid lagundavad ja oksüdeerivad kahjulikke heitaineid.

Reovett puhastatakse aerotankides. Need kujutavad endast suurt raudbetoonmahutit, millest vesi aeglaselt läbi voolab. Aerotankis on aktiivmuda. Reovett ja aktiivmuda õhustatakse aeraatoritega. Õhu läbijuhtimine hoiab aktiivmuda heljuvana ja õhuhapniku arvel oksüdeeritakse reovees olevad orgaanilised ained kahjututeks ühenditeks.

Vee reostusastet hinnatakse vee koliindeksiga. See on kolibakterite arv ühes liitris vees. Kolibakter on jämesoole normaalse mikrofloora peamisi komponente, mis reostatud vee kaudu organismi sattudes võib tekitada mitmesuguseid haigusnähte. Koliindeks näitab vee saastumise astet fekaalidega. Joogivee koliindeks võib olla 2 kuni 3.

Eriti puhas peab olema joogivesi. Joogivee hindamisel on olulised tema värvus, läbipaistvus, hägusus, lõhn, maitse, makro- ja mikroelementide ning mikroorganismide sisaldus. Põhjavesi on sageli kare

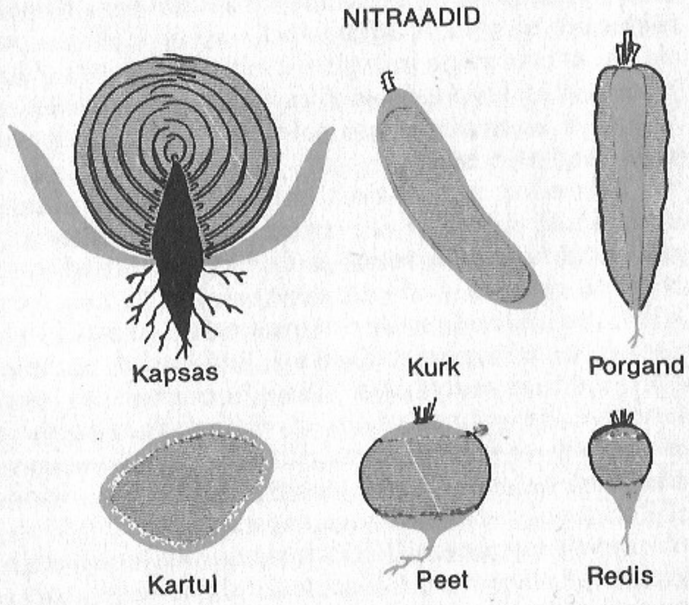


vesi, mis tekitab katlakivi. Karedas vees keevad liha ja aedvili pehmeks alles pikaajalisel keetmisel. Kui mineraalaineid on vees liiga vähe, siis on vesi maitsetu. Joogivesi puhastatakse veepuhastusjaamas kloorimisega ning koagulandi lisamisega, mis kõrvaldab veest hõljuvad osakesed, sealhulgas mikroobid. Viimasel ajal soovitatakse efektiivsemat vee desinfitseerimise meetodit — osoneerimist.

Vesi sisaldab palju erinevaid mikroelemente, mis on vajalikud organismi normaalseks elutegevuseks. Mikroelementide puudus või liig võib esile kutsuda haigusnähte. Kui joogivees on palju fluoriühendeid, siis haigestutakse fluoroosi (luustiku muutused, närvisüsteemi häired). Fluoripuudusel hambad lagunevad, joodipuudusel areneb kilpnäärme suurenemine (struuma ehk hõõtsik), rauaühendite vajakul tekib kehvveresus. Molübdeeniliig aga tekitab podagrat.

**3. Väetised ja mürkkemikaalid.** Keemia osatähtsus põllumajanduses on suur. Väidetakse, et umbes 25% teraviljasaagist saadakse tänu mineraalväetistele. Mineraalväetiste tootmine küll kasvab, aga kahjuks pole täiustunud väetiste kasutamise tehnoloogia. Väära kasutamise tõttu tekivad väetisekaod ning elukeskkonna saastumine. Väetiste ulatuslik evitamine mõjub keskkonnale mitmekülgselt, kutsudes esile nii soovitud kui ka soovimata tagajärgi.

Põllumajanduses on viimastel aastakümnetel kujunenud mõtteviis — mida rohkem põllule väetisi ja kahjurite tõrjevahendeid, seda suuremad on saagid. Mineraalväetistena evitatakse lämmastiku-, fosfori- ja kaaliumiühendeid, nn. NPK-väetised. Seejuures eksitakse mitmete põhimõtete suhtes. Liigne väetamine rikub põllumajandus-




Joonis 11.4. Nitraadid kogunevad taimede eri osadesse erinevalt (punasega on tähistatud nitraadirikkamad taimeosad).

saaduste kvaliteeti ning maitseomadusi ja toiduainetesse koguneb kahjulikke ning mürgiseid aineid. Väetiskomponentide omastamine taimedes toimub optimaalselt siis, kui taimede väetamisel on kindel lämmastiku-, fosfori- ja kaaliumiühendite vahekord. Eriti kahjulik on üleväetamine lämmastikväetistega.

Eestis on oluliselt suurenenud lämmastikväetiste osakaal. Pinnasesse viidud uurea (karbamiid), ammooniumiühendid ja ammoniaak oksüdeeruvad mikroorganismide elutegevusel nitraatiooniks, lahustuvate nitraatväetiste (naatriumnitraat, ammooniumnitraat) otsesel muldaviimisel suurendame nitraatiooni sisaldust mullas veelgi. Neis tingimustes ei suuda taimed nitraate täielikult omastada ning valkudeks muundada ja osa nitraate koguneb taimedesse muutumatul kujul. Osa nitraatioone redutseerub taimedes nitritioonideks. Nende ühendite tõttu muutub toiduainete maitse ja välisilme (kartulid lähevad siniseks). Eestis on täheldatud ülemääraselt suurt nitraadi- ja nitritisisaldust eriti kasvuhoones kasvatatud köögiviljades (lehtsalat). Suurte kevadiste saakide saamiseks väetatakse kasvuhoones kasvavaid köögivilju ülemääraselt ja ühekülgselt. Nii väheneb köögiviljade bioloogiline väärtus ja väetiselemendi sisaldus võib toiduainetes osutuda lubatud normidest oluliselt suuremaks. See aga mõjub kahjulikult inimese tervisele.

Nitraatioon oksüdeerib vere hemoglobiini methemoglobiiniks. Viimasel puudub võime hapniku sidumiseks, mistõttu on häiritud hapniku edasikandumine, tekib hapnikupuudus. Inimesel on väsimus, iiveldus, halb enesetunne, peavalu jm. Eriti tundlikud on nitraatide suhtes lapsed, kellel tekib nn. sinise beebi haigus.

Väga ebasoovitavaks protsessiks on nitraatide redutseerumine, mis toimub nii seedetraktis kui ka suuõõnes. Nitraatide redutseerumisel tekkinud nitritid reageerivad valkude lõhustumisel tekkinud amiinidega, andes väga mürgiseid nitrosoamiine. Viimased on üheks vähktõbe põhjustavaks ühendiks. Paljude teadlaste arvates on lämmastikuühendid ka mutageense toimega, põhjustades muu hulgas ka debiilsete järglaste sündi.

Taimedes esinevatest mittevalgulistest lämmastikuühenditest on olulisemad nitraadid ja nitritid. Neist on vähemohtlikud nitraadid, kuid redutseerivate bakterite mõjul muunduvad nad kergesti nitrititeks. Nitritite mürgisus on nitraatidest üle kümne korra suurem. Nitraadid kuhjuvad taimedesse eriti tasakaalustamata väetamise puhul, kui ülekaalus on lämmastikväetised. Nitraadid akumuleeruvad taimedesse eriti valgusevaesel ajal kasvuhoonetes ja lavades. Asetades varakevadel kasvatatud taimed nitraatide sisalduse järgi kahanevasse pingeritta, saaksime, et suurim nitraatite sisaldus on spinatis ja väheneb siis reas: salat → redis → sibul → kurk → tomat. Nitraatide sisaldus sõltub veel paljudest teguritest, näiteks sordist ja kasvutingimustest. Nitraatide kogunemist soodustavad nii jahedad ja pilvised ilmad kui ka kuum põuaperiood. Noortes taimeosades on rohkem nitraate kui vanades. Peakapsa rohelistes kattelehtedes on umbes 2 korda rohkem nitraate kui seesmistes, kartuli koores on kuni 1,5 korda rohkem



nitraate kui koorealuses osas, nitraadirikkam on ka kurgikoor. Varajast köögivilja ei tohiks lämmastikväetistega pealt üldse väetada.

Et nitraadid on vees hästi lahustuvad ja kõrgemal temperatuuril nende lahustuvus suureneb, siis suur osa toiduainetes sisalduvatest nitraatidest läheb keetmisel keeduvette. Kartuli, porgandi ja kapsa keetmisel väheneb neis nitraadisisaldus 60—80%. Mõistetavalt ei tohi kasutada keeduvett edasisel toiduvalmistamisel, nii nagu vanasti soovitati. Soolamisel, hapendamisel, marineerimisel ja konserveerimisel lähevad nitraadid vesilahusesse. Kevadist kasvuhoonesalatit, spinatit, redist ja rohelist sibulat soovitatakse enne söömist 1—2 tundi vees leotada ning mõned korrad seejuures vett vahetada. Nii väheneb neis toiduainetes küll nitritite, nitraatide jt. kahjulike ainete sisaldus, kuid vette lähevad kahjuks ka kasulikud ühendid.

Nitraadid kogunevad köögiviljadesse ebaühtlaselt, sellepärast on soovitatav kartulil ja kurgil eemaldada paksud koored, kapsal mitte süüa juurikat ja rohelisi kattelehti, porgandil mitte süüa südamikku.

Mineraalväetiste kasutamisel tuleb vähendada põldudele antavaid lämmastikväetiste ja ammoniaakvee norme. Et väetiselementide omastamine taimedes toimuks optimaalselt, tuleb kasutada liitväetisi, mis sisaldaksid kolme toiteelementi (NPK-väetis) ja mikroelemente (B, Cu, Mo, Zn, Co jt.) või kasutada väetissegusid. Ebaõige on üksikute lihtväetiste korduv omaette külv, mis soodustab mulla kinnitallamist ja suurendab tööjõu- ja kütusekulu. Nüüdisajal on levimas suund — ilma keemiata põllumajandus ehk mahe põllumajandus. Mineraalväetisi nimetatakse aga põllumajanduse dopinguks. Arvatavasti oleks optimaalne variant just kesktee: mõõdukalt kasutada nii orgaanilisi kui ka mineraalväetisi. Eriti tuleb aga vältida lämmastikuühenditega üleväetamist. Meie tingimustes peaks väetiselementide vahekord olema N:P:K=1:0,7:1,5. Kaalium soodustab süsivesikute sünteesi taimedes ja vähendab nitraatide kuhjumist.

Väetiste kõrval saastavad elukeskkonda taimekaitses rakendatavad mürkkemikaalid. Mürkkemikaalid kuhjuvad toiduainetesse, põhjustades nende kasutamisel mürgistusi ja haigestumist. Paljud neist kemikaalidest on kantserogeensed.

Mürkkemikaalidega kaitstakse põllumajandustaimi kahjurorganismide eest (peamiselt kahjurputukad ja nende vastsed). Nüüdisajal hinnatakse, et vaatamata mürkkemikaalide üha laiemale kasutusele langeb kahjurputukate saagiks üks kolmandik põllumajanduses toodetavatest taimsetest toiduainetest. Pealegi muutuvad putukad kasutatavate mürkkemikaalide suhtes immuunseks, mistõttu tuleb luua üha uusi mürkkemikaale. Need kõik aga saastavad elukeskkonda. Nii hakkasid teadlased otsima selliseid tõrjemeetodeid, mis keskkonda ei saastaks. Perspektiivsed putukatõrjevahendid on feromoonid. Feromoonid on putukate poolt eritatavad lõhnaained, mille abil nad vahetavad informatsiooni (ohuferomoonid, suguferomoonid jne.)

Ökoloogilise tasakaalu suhtes ei tohiks ära hävitada kõiki kahjulikke putukaid. Kui neid enam pole, kaovad ka kasulikud putukad, loomad ja linnud. Kahjureid tuleb tõrjuda. Selleks rakendatakse bio-

püüniseid. Biopüünistes kasutatakse põhiliselt sünteetilisi suguferomoone. „Flora" Tartu tsehhis hakati esmakordselt tööstuslikult tootma õunamähkuri feromoonpüüniseid.

Kogemused on kinnitanud, et põllukahjurid ja umbrohud kohanevad kiiresti kemikaalidega ning efekti saamiseks tuleb pinnasesse viia ikka rohkem herbitsiide ja pestitsiide, mis lõppkokkuvõttes viib keskkonna olulisele saastumisele. Paljud pestitsiidid lagunevad aeglaselt, kusjuures ka nende laguproduktid võivad olla väga mürgised. Pestitsiidid ja nende lagunemissaadused võivad kuhjuda taimsetes ja loomsetes organismides ning sealt toitumisahela kaudu sattuda inimorganismi. Pestitsiidid hävitavad röövikute kõrval ka kasulikke putukaid, linde, ulukeid, kalu. Taimemürgid kuhjuvad jääkidena toiduainetesse ning halvendavad nende maitseomadusi ja kvaliteeti. Et pestitsiidid jäävad enamasti viljade välispinnale, siis tuleb neid (eriti lõunamaiseid!) väga korralikult pesta ja koor eemaldada.

**4. Plastid, kiudained ja pesemisvahendid.** Plastmassist e. plastist tehakse toidunõusid, veetorusid, kraane, olmeesemeid, mänguasju jne. Üldjuhul on plastmassid vastupidavad, elastsed ja keemiliselt püsivad. Kahjuks on aga plastmassidel arvukalt ka „miinuseid". Plastmasside koostisse kuuluvad ained (stabilisaatorid, plastifikaatorid) eralduvad ümbritsevasse keskkonda, sellele osutab eriti uute plastmassesemete omapärane lõhn. Polümeerid vananevad: soojuse, valguse ja õhuhapniku mõjul kulgeb polümeeride aeglane lagunemisprotsess. Toiduainetega kokkupuutuvad plastesemed peavad olema tervisele kahjutud, nad ei tohi lahustuda vees ega rasvades. Polüetüleenkelmega kaetud parafineeritud paberist valmistatakse piima tetrapakke, sest lühiaegsel säilitamisel polüetüleen piimarasvas praktiliselt ei lahustu, kuid võid ja margariini polüetüleenkilesse ei soovitata pakkida. Polüvinüülkloriidist tooted aga toiduainetega kokku puutuda ei tohi, polümetüülmetakrülaadist (orgaaniline klaas) esemed ei tohi kokku puutuda orgaaniliste vedelikega, sest viimastes nad lahustuvad.

Tähtsaim toiduainete pakkematerjal on tsellofaan (tselluloosikelme). See on läbipaistev ja püsiv rasvade ning õlide suhtes, kuid ta laseb läbi vett, seepärast toiduained tsellofaanpakis kuivavad, kergesti hakkavad arenema hallitusseened. Tsellofaanist pakend ei võimalda toiduainete pikaajalist säilitamist.

Elamuehituses ja mööblitööstuses on polümeermaterjalid asendamatud. Kahjuks eraldub neist kahjulikke ühendeid, nad koguvad oma pinnale staatilist elektrit, nad ei ole soojapidavad ja paljud neist on tuleohtlikud, kusjuures põlemisel eraldub äärmiselt mürgiseid aineid. Elamuehituses rakendatakse laialdaselt puitlaastplaate. Plaatide tootmisel on sideaineks karbamiidformaldehüüd- või fenoolformaldehüüdvaik, mistõttu tootest eraldub aeglaselt ümbritsevasse keskkonda formaldehüüdi (metanaali) ja fenooli auru. Need mõlemad ühendid on äärmiselt mürgised. Nende eraldumise vähendamiseks kaetakse puitlaastplaadid lakiga, mis vähendab kahjulike ainete eraldumist 10—20



korda, õlivärviga katmine 10—30 korda ja õhuke spoonikiht enam kui sada korda. Katteks ei sobi vesiemulsioonvärvid, sest formaldehüüd läbib värvikihi. Puitlaastplaatidest ei tohi teha radiaatorikatteid ja puitlaastplaattooted ei tohi olla küttesüsteemi lähedal, sest kõrgemal temperatuuril suureneb fenooli ja formaldehüüdi eraldumine.

Eriti intensiivselt eraldub polümeeride baasil valmistatud tooteist mürgiseid aineid vahetult pärast valmistamist, seepärast tuleks võimaluse korral lasta esemeil tuulduda mitme kuu vältel (hoida eset hästi ventileeritud või avatud akendega ruumis). Nii on soovitatav põrandakattematerjale ja pestavat tapeeti lasta lahtirullitult värskes õhus või kuuris võimalikult kaua tuulduda. Ka siis, kui me vaipkattel või tapeedil enam mingit lõhna ei erista, eraldub neilt siiski nimetamisväärselt mürgiseid komponente. Seepärast võib ka polüstüroolplaate panna ainult sansõlme ja vannituppa, kus inimene viibib lühiajaliselt. Koolides ja lasteasutustes ei tohi olla reliinpõrandakatteid.

Plastmasskattega põrand, tapeet, tehismaterjalidest aknakardinad ja plastmööbel elektriseeruvad kergesti, kõndimisel tekitatud hõõrdumisega moodustuvad plastmasskattega põrandale suured elektrilaengud, mis kanduvad üle inimesele. Nii võib inimkehal või rõivastel tekkiv pinge ulatuda mitmekümne tuhande voldini. Staatiline elekter häirib enesetunnet, põhjustab väsimust, peavalu, suurenenud erutuvust, valu südame piirkonnas jm. Põrandakatte või tapeedi elektriseerimist võib kergesti kindlaks teha, hõõrudes materjali pinda villase riidega. Kui materjal on tugevasti elektriseeruv, siis tõmbab ta enda külge väikesi paberitükke, karvu jms. Staatilise elektri tõttu ei tohi polüetüleenanumates hoida bensiini. Vedeliku voolamisel võivad tekkida elektrilaengud ja säde, mis võib põhjustada plahvatuse.

Tehisnahka toodetakse valdavalt polüvinüülkloriidi või polüuretaani baasil. Need materjalid ei lase läbi õhku ega ime niiskust. Tehisnahast jalanõudes higistavad jalad rohkem ja väsivad kiiremini.

Rõivaste valmistamisel rakendatakse laialdaselt sünteetilisi materjale. Kuigi looduslikud kiudained — puuvill, vill, lina ja siid — on hügieenilisemad, lasevad hästi läbi õhku ja niiskust, ei jätku neid kõikidele. Ka sünteeskiududel on teatud eeliseid. Nad on värvikindlad, ei kortsu ega vaja triikimist. Kuid nad ei lase läbi õhku ega ima nahalt niiskust (ööpäevas eraldub nahalt 0,5—1 liiter higi), seetõttu tunneme end sünteeskiust valmistatud rõivais umbsena. Sünteesmaterjalid elektriseeruvad kergesti: staatilisest elektrist võime saada ebamugavust põhjustavaid elektrilööke. Rõivaid seljast võttes võime mõnikord kuulda praksumist, mida põhjustab riide pinnale kogunenud elektrilaeng. Laengud soodustavad ka tolmu kogunemist riietele, nende määrdumist ja pesu kleepumist ihu külge. Sünteetilistest materjalidest eraldub ka mürgiseid ühendeid, mis võivad põhjustada allergiat (naha kihelemist ja punetust jm.). Neil kaalutlustel pole lubatud väikelaste pesu valmistada sünteetilisest, vaid puuvillasest või linasest materjalist. Staatilise elektri tõttu määrduvad ja saastuvad sünteetilisest materjalist rõivad kergesti, seepärast tuleb neid tihti pesta.

Sünteetiliste pesemisvahendite võidukäik algas ligi poole sajandi

eest. Pesemisomadustelt ületavad nad seepe umbes kümnekordselt. Pesemisaine koosneb tavaliselt 5—10 komponendist (pindaktiivne aine, fosfaadid, pleegiti, optiline valgendi jm.). Olme- ja tööstusheitvete fosfaadid on toiteaineks veekogu taimestikule ja vetikatele. Seepärast kutsub pesemisvee juhtimine järvedesse ning jõgedesse vetikate ja veetaimestiku vohamist. Vees väheneb hapnikusisaldus ja veekogud hakkavad kinni kasvama. Pesupulbrid võivad mõjustada ka inimese tervist ja enesetunnet. Mõnedel tekitab kokkupuude pesemisainega allergiat. Küllalt tuntud on nn. koduperenaise ekseem: ninas tekib sügelus, aevastus, kuiv köha, naha sügelemine ja ärritus. Pärast pesemist tuleb pesu hoolikalt loputada, et kõrvaldada pesemisaine jääke. Imikute ja väikelaste pesu tuleb pesta seebiga või spetsiaalsete pesupulbritega („Pipi", „Bembi"). Tootmiskoondise „Flora" pesuvalgendi sisaldab pleegitavaid väävliühendeid. Kuumas vees eraldub neist õhku hingamisteid ja silmi ärritav vääveldioksiid.

Eri suunaks on ensüüme sisaldavate pesupulbrite tootmine. Ensüümid eemaldavad määrdunud pesult valkainetest tekkinud mustuse.

Hästi puhastavad tekstiilesemeid süsivesinike halogeenderivaadid nagu tetrakloroeteen (perkloroeteen) ja trikloroeteen. Kahjuks lagunevad nad kõrgemal temperatuuril (100 °C) mürgisteks komponentideks (fosgeen, süsinikoksiid, vesinikkloriid). Sellest puudusest on vaba bensiini fraktsioon (165—200 °C), mida praktikas tuntakse lahustibensiini (*white spirit*) nime all. Viimase miinuseks on kergsüttivus.

## KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID

1. Iseloomustage õhu peamisi koostisosi.
2. Milliseid koostisosi on õhus alla ühe protsendi?
3. Kuidas a) tekib, b) avaldub, c) ravitakse vingumürgitust?
4. Iseloomustage mürgistusnähtusi inimesel või taimedel järgmiste ainete puhul a) süsinikoksiid, b) vääveldioksiid, c) divesiniksulfiid.
5. Tooge näiteid argielust, kuidas inimtegevuse tulemusel saastatakse õhku mürgiste ainetega.
6. Millal eraldub automootorist a) sinise värvinguga, b) musta suitsu?
7. Iseloomustage tubakasuitsu koostist.
8. Milles avaldub a) kasvuhooneefekt, b) atmosfääri läbipaistvuse vähenemine, c) osonosfääri lagunemine?
9. Iseloomustage happevihmade teket ja happeid, mis vihmas esinevad.
10. Tooge näiteid oma kodulinnast või rajoonist, kus asuvad keskkonda saastavad ettevõtted.
11. Tooge näiteid, kuidas võivad saastada vett a) põllumajandus, b) autotransport- ettevõtted (õli), c) olmeveed.
12. Kuidas puhastatakse joogivett? Iseloomustage vees sisalduvaid aineid.
13. Milles avaldub lämmastikväetistega üleväetamine?
14. Võrrelge nitraatide ja nitritite mürgisust. Kuidas need ained satuvad toiduainetesse?
15. Milles avalduvad negatiivsed ja positiivsed küljed a) polümeeridel, b) sünteetilistel kiudainetel?



# LISAD.

**Lisa 1.**

### Ülesannete lahendamise näidiseid moolarvutuse põhjal.

Ülesannete lahendamisel moolarvutuse põhjal on peavalemiks: $\nu = \frac{m}{M}$, milles $\nu$ on aine hulk moolides, $m$ — aine mass grammides ja $M$ — molaarmass g/mol. Antud valemist saab vajadusel leida ka aine massi: $m = \nu \cdot M$.

**Aine massi või gaasi ruumala arvutamine reaktsiooni lähteaine või saaduse teatud massi või hulga põhjal.**

**Näide 1.** Fosfori põlemisel moodustus 0,6 mooli tetrafosfordekaoksiidi. Arvutada oksüdeerunud fosfori mass.

**Ülesande tingimuste analüüs.**

| **Antud:** | **Leida:** | **Valem:** |
|---|---|---|
| $\nu(P_4O_{10}) = 0{,}6$ mooli | $m(P) = ?$ g | $m(P) = M(P) \cdot \nu(P)$ |

**Lahendus.** 1. Koostage võrrand fosfori reageerimise kohta hapnikuga ning märkige valemite alla reageeriva fosfori ja tekkiva $P_4O_{10}$ hulk moolides reaktsioonivõrrandi põhjal. Valemite kohale märkige aga ülesande tingimuste kohaselt tekkiv $P_4O_{10}$ moolide arv ja otsitav fosfori moolide arv (x mooli):

x mooli 0,6 mooli
$4P + 5O_2 = P_4O_{10}$
4 mooli 1 mool

2. Arvutage fosfori hulk moolides: $x = 4 \cdot 0{,}6 = 2{,}4$ mooli.

3. Arvutage fosfori hulga põhjal tema mass:

$M_r(P) = 31$
$M(P) = 31$ g/mol

$m(P) = 31 \cdot 2{,}4 = 74{,}4$ g.

**Vastus.** Põles 74,4 g fosforit.

Lahenduskäik kokkuvõtlikult:

$m(P) = 0{,}6 \cdot 4 \cdot 31 = 74{,}4$ g.

**Näide 2.** Põletati 3 kg sütt (arvestades, et see koosneb 100% süsinikust). Mitu kuupmeetrit puhast hapnikku kulus põlemisel (normaaltingimustel)?

**Ülesande tingimuste analüüs.**

| **Antud:** | **Leida:** | **Valemid:** |
|---|---|---|
| $m$(süsi) = 3 kg | $V(O_2) = ?$ m$^3$ | $\nu(C) = \frac{m(C)}{M(C)}$; $V(O_2) = V_m \cdot \nu(O_2)$ |

**Lahendus.** 1. Koostage reaktsioonivõrrand söe põlemise kohta ja märkige valemite alla võrrandi põhjal reageerivate süsiniku ja hapniku moolide arv, valemite kohale aga andmed ülesande tingimuste põhjal:

3 kg X mooli
$C + O_2 = CO_2$
1 mool 1 mool

2. Arvutage 3 kg süsiniku hulk moolides:

$$\nu(C) = \frac{3000\ g}{12\ g/mol} = 250\ mooli.$$

3. Leidke söe põlemiseks vajaliku hapniku hulk: $\nu(C) = \nu(O_2) = 250$ mooli.

4. Arvutage 250 mooli hapniku ruumala $m^3$-tes:

$$V(O_2) = 22{,}4\ dm^3/mol \cdot 250\ mooli = 5600\ dm^3(l)\ ehk\ 5{,}6\ m^3.$$

**Vastus.** Söe põlemiseks kulus 5,6 $m^3$ hapnikku.

Lahenduskäik kokkuvõtlikult:

$$V(O_2) = \frac{3000 \cdot 22{,}4}{12} = 5600\ dm^3 = 5{,}6\ m^3.$$

**Arvutused reaktsioonivõrrandi põhjal, kui üht lähteainet on võetud liias.**

**Näide 3.** Reaktsiooniks võeti 5,1 g ammoniaaki ja 13,6 g vesinikkloriidi. Arvutage tekkiva ammooniumkloriidi mass grammides.

**Ülesande tingimuste analüüs.**

| **Antud:** | **Leida:** | **Valemid:** |
|---|---|---|
| $m(NH_3) = 5{,}1$ g | $m(NH_4Cl) = ?$ g | $\nu(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)}$; |
| | | $\nu(HCl) = \frac{m(HCl)}{M(HCl)}$; |
| $m(HCl) = 13{,}6$ g | | $m = M(NH_4Cl) \cdot \nu(NH_4Cl)$ |

**Lahendus.** 1. Koostage reaktsioonivõrrand, märkides valemite alla võrrandi järgi reageerivate $NH_3$ ja $NH_4Cl$ hulgad moolides:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$
1 mool 1 mool 1 mool

2. Arvutage, millise lähteaine põhjal tuleb leida saaduse mass:

$$\nu(NH_3) = \frac{5{,}1\ g}{17\ g/mol} = 0{,}3\ mooli;\quad \nu(HCl) = \frac{13{,}6\ g}{36{,}5\ g/mol} = 0{,}4\ mooli$$

Et reaktsioonivõrrandi kohaselt kulub ühe mooli $NH_3$ reageerimiseks ka üks mool HCl, siis 0,3 mooli $NH_3$-ga reageerimiseks peab kuluma 0,3 mooli HCl. Järelikult on HCl liias.

3. Arvutage 0,3 mooli $NH_3$ reageerimisel HCl-ga tekkiva $NH_4Cl$ hulk moolides:

0,3 mooli $x$ mooli
$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$
1 mool (1 mool) 1 mool

$\nu(NH_3) = \nu(NH_4Cl) = 0{,}3$ mooli; $x = 0{,}3$ mooli

4. Arvutage $NH_4Cl$ mass grammides:

$M_r(NH_4Cl) = 14 + 4 + 35{,}5 = 53{,}5$; $M(NH_4Cl) = 53{,}5$ g/mol

$m(NH_4Cl) = 53{,}5$ g/mol $\cdot 0{,}3$ mooli $= 16{,}05$ g.

**Vastus.** Reaktsioonil tekkis ammooniumkloriidi 16,05 g.

Lahenduskäik kokkuvõtlikult:

$$m(NH_4Cl) = \frac{5{,}1 \cdot 53{,}5}{17} = 16{,}05\ g.$$



**Lisa 2.**

**Orgaaniliste ühendite klasside vahelisi seoseid.**

Alkaan $\xrightarrow{halogeen}$ Halogeenderivaat $\xrightarrow{leelis}$ Alkohol $\underset{redu\text{k}tsioon}{\overset{oksüdatsioon}{\rightleftarrows}}$ Aldehüüd $\underset{redu\text{k}tsioon}{\overset{oksüdatsioon}{\rightleftarrows}}$ Karboksüülhape

$R{-}H \xrightarrow{Cl_2} R{-}Cl \xrightarrow{NaOH} R{-}OH \underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}} R_1{-}CHO \underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}} R_1{-}COOH$

Radikaalis $R_1$ on süsiniku aatomeid ühe võrra vähem kui radikaalis R

$CH_4 \xrightarrow{Cl_2} CH_3{-}Cl \xrightarrow{NaOH} CH_3{-}OH \underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}} H{-}CHO \underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}} H{-}COOH$

$CH_3{-}CH_3 \xrightarrow{Cl_2} CH_3{-}CH_2{-}Cl \xrightarrow{NaOH} CH_3{-}CH_2{-}OH \underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}} CH_3{-}CHO \underset{H}{\overset{O}{\rightleftarrows}} CH_3{-}COOH$

Karboksüülhape + Alkohol $\underset{hüdrolüüs}{\overset{Esterdamine}{\rightleftarrows}}$ Ester + Vesi

$CH_3{-}CO\boxed{OH + CH_3{-}CH_2{-}O}H \rightleftarrows CH_3{-}COO{-}CH_2{-}CH_3 + H_2O$

| Jrk. nr. | Avastatav ioon | Reaktiiv | Määramiskäik | Reaktsioonivõrrand | Tunnus |
|---|---|---|---|---|---|
| | | | **I. Katioonid** | | |
| 1 | Vesinikioon, $H^+$ | Lakmus (sinine) | Asetada lahusesse lakmuspaberi riba. | | Lakmus muutub punaseks. |
| 2 | Ammooniumioon $NH_4^+$ | Hüdroksiidioon, $OH^-$ | Lisada määratavale lahusele leelise lahust ja soojendada. | $NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$<br>$NH_4^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- =$<br>$= NH_3\uparrow + H_2O + Na^+ + Cl^-$ | Ammoniaagi lõhn. Märg punane lakmuspaber värvub siniseks. |
| 3 | Kaaliumioon, $K^+$ | Leekreaktsioon | Puhastada terastraat leegis kuumutamisega, kasta ta määratavasse lahusesse ning viia leeki. | — | Leek värvub lillaks. |
| 4 | Naatriumioon, $Na^+$ | | | — | Leek värvub kollaseks. |
| 5 | Kaltsiumioon, $Ca^{2+}$ | Oksaal- ehk oblikhape | Lisada analüüsitavale lahusele oksaalhapet. | $Ca^{2+} + H_2C_2O_4 = CaC_2O_4\downarrow + 2H^+$ | Tekib valge sade. |
| 6 | Vask(II)ioon, $Cu^{2+}$ | Raud, Fe | Asetada lahusesse raudtraat või -nael. | $Cu^{2+} + Fe = Fe^{2+} + Cu$<br>$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + Fe = Fe^{2+} + SO_4^{2-} + Cu$ | Punane vasekiht. |
| 7 | Raud(III)ioon, $Fe^{3+}$ | Tiotsüanaatioon, $SCN^-$ | Lisada lahusele paar tilka kaalium- või ammooniumtiotsüanaadi lahust. | $Fe^{3+} + 3SCN^- = Fe(SCN)_3$<br>$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3K^+ + 3SCN^- =$<br>$= Fe(SCN)_3 + 3K^+ + 3Cl^-$ | Tekkiv raud(III)tiotsüanaat värvib lahuse veripunaseks. |
| 8 | Alumiiniumioon, $Al^{3+}$ | Hüdroksiidioon, $OH^-$ | Lisada lahusele veidi leelise lahust. | $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$<br>$Al^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- =$<br>$= Al(OH)_3 + 3Na^+ + 3Cl^-$ | Valge sade, mis lahustub nii happes kui ka leelises. |
| | | | **II. Anioonid** | — | |
| 9 | Hüdroksiidioon, $OH^-$ | Lakmus (punane), fenoolftaleiin | Asetada lahusesse lakmuspaberi riba.<br>Lisada lahusele paar tilka fenoolftaleiini lahust piirituses. | — | Lakmus värvub siniseks.<br>Lahus vaarikpunane. |
| 10 | Kloriidioon, $Cl^-$ | Hõbeioon, $Ag^+$ | Lisada lahusele hõbenitraadi lahust. | $Cl^- + Ag^+ = AgCl$<br>$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- =$<br>$= AgCl + Na^+ + NO_3^-$ | Valge kohupiimataoline sade, mis ei lahustu lämmastikhappes, kuid lahustub ammoniaakhüdraadis. |
| 11 | Sulfaatioon, $SO_4^{2-}$ | Baariumioon, $Ba^{2+}$ | Lisada lahusele baariumisoola lahust. | $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4$<br>$2Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- =$<br>$= BaSO_4 + 2Na^+ + 2Cl^-$ | Valge baariumsulfaadi sade, mis ei lahustu sool- ega lämmastikhappes. |
| 12 | Jodiidioon, $I^-$ | Hõbeioon, $Ag^+$ | Lisada lahusele hõbenitraadi lahust. | $I^- + Ag^+ = AgI$<br>$Na^+ + I^- + Ag^+ + NO_3^- = AgI + Na^+ + NO_3^-$ | Kollane hõbejodiidi sade. |
| 13 | Karbonaatioon, $CO_3^{2-}$ | Hape | Lahusele või tahkele soolale lisada veidi mingit hapet. | $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow$<br>$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- =$<br>$= H_2O + CO_2\uparrow + 2Na^+ + 2Cl^-$ | Intensiivne süsinikdioksiidi eraldumine. |
| 14 | Nitraatioon, $NO_3^-$ | $H_2SO_4$ (konts.) ja Cu | Lisada lahusele veidi kontsentreeritud väävelhapet ning asetada sinna vasetükk. Soojendada. | $2NaNO_3 + H_2SO_4 = 2HNO_3 + Na_2SO_4$<br>$4HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$ | Eraldub pruun lämmastikdioksiid. |

| Jrk. nr. | Avastatav ioon | Reaktiiv | Määramiskäik |
|---|---|---|---|
| 15 | Fosfaatioon, $PO_4^{3-}$ | Hõbeioon, $Ag^+$ | Lisada lahusele hõbenitraadi lahust. |
| 16 | Sulfiidioon, $S^{2-}$ | Vask(II)ioon, $Cu^{2+}$<br>Kaadmiumioon, $Cd^{2+}$ | Lisada vasksulfaadi lahust või kaadmiumisoola lahust. |
| | | **III. Mõnede liht- ja liitainete tõestamine.** | |
| 17 | Süsinikdioksiid, $CO_2$ | Kaltsiumhüdroksiid, $Ca(OH)_2$ | Gaasi juhtida läbi lubjavee. |
| 18 | Hapnik, $O_2$ | Hõõguv pird | Purki, milles on gaas, asetada hõõguv pird. |
| 19 | Trihapnik, (osoon), $O_3$ | Kaaliumjodiid KI | Purki, milles on gaas, asetada kaaliumjodiidis niisutatud filterpaberi riba. |
| | | Kaaliumjodiidi lahus koos tärkliskliistriga | Gaasi juhtida läbi kaaliumjodiidi lahuse, millele on lisatud tärkliskliistrit. |
| 20 | Jood, $I_2$ | Tärklis | Lahusele lisada tärklise lahust. |

**Lisa 4.**

**Ioonide nimetused ja valemid.**

| Iooni valem | Iooni nimetus | Iooni valem | Iooni nimetus |
|---|---|---|---|
| $H^+$ | vesinikioon | $Fe^{3+}$ | raud(III)ioon |
| $Cl^-$ | kloriidioon | $OH^-$ | hüdroksiidioon |
| $Br^-$ | bromiidioon | $SO_3^{2-}$ | sulfitioon |
| $I^-$ | jodiidioon | $SO_4^{2-}$ | sulfaatioon |
| $S^{2-}$ | sulfiidioon | $NO_3^-$ | nitraatioon |
| $O^{2-}$ | oksiidioon | $PO_4^{3-}$ | fosfaatioon |
| $K^+$ | kaaliumioon | $CO_3^{2-}$ | karbonaatioon |
| $Ca^{2+}$ | kaltsiumioon | $SiO_4^{4-}$ | silikaatioon |
| $Cu^{2+}$ | vask(II)ioon | | |



**Lisa 3 (järg).**

| Reaktsioonivõrrand | Tunnus |
|---|---|
| $PO_4^{3-} + 3Ag^+ = Ag_3PO_4$ | Tekib kollane hõbefosfaadi sade. |
| $3Na^+ + PO_4^{3-} + 3Ag^+ + 3NO_3^- = Ag_3PO_4 + 3Na^+ + 3NO_3^-$ | |
| $2H^+ + S^{2-} + Cu^{2+} + SO_4^{2-} = CuS\downarrow + 2H^+ + SO_4^{2-}$ | Must vask(II)sulfiidi sade. |
| $2H^+ + S^{2-} + Cd^{2+} + SO_4^{2-} = CdS\downarrow + 2H^+ + SO_4^{2-}$ | Kollane kaadmiumsulfiidi sade. |
| $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$ | Lubjavesi muutub tekkiva kaltsiumkarbonaadi tõttu häguseks. |
| $C + O_2 = CO_2$ | Pird süttib. |
| $O_3 \rightarrow O_2 + O$<br>$2KI + H_2O + O = 2KOH + I_2$ | Filterpaber värvub tekkiva joodi toimel pruuniks. |
| — | Tärklis värvub tekkiva joodi toimel siniseks. |
| — | Lahus värvub siniseks. |

Lisa 5.

**Ülevaade orgaaniliste ühendite klassifikatsioonist, ehitusest ja keemilistest omadustest.**

| Ühendite rühma nimetus | Üldvalem | Funktsionaalne rühm | Tähtsamad esindajad | Keemilised omadused |
|---|---|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
| Alkaanid (metaani homoloogid) | $C_nH_{2n+2}$ | — | $CH_4$ metaan<br>$CH_3—CH_3$ ($C_2H_6$) etaan<br>$CH_3CH_2CH_3$ ($C_3H_8$) propaan | Asendusreaktsioonid:<br>$CH_4 \xrightarrow{Cl_2} CH_3Cl \xrightarrow{Cl_2} CH_2Cl_2 \xrightarrow{Cl_2} CHCl_3 \xrightarrow{Cl_2} CCl_4$<br>Põlemine:<br>$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$<br>Termiline lagunemine:<br>a) $CH_4 \rightarrow C + 2H_2$<br>b) $2CH_4 \rightarrow CH \equiv CH + 3H_2$ |
| Küllastumata süsivesinikud<br>a) Alkeenid (sisaldavad kaksiksidet) | $C_nH_{2n}$ | — | $CH_2 = CH_2$ ($C_2H_4$) eteen<br>$CH_3CH = CH_2$ ($C_3H_6$) propeen<br>$CH_3CH_2CH = CH_2$($C_4H_8$) buteen | Liitumisreaktsioonid:<br>a) $CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2BrCH_2Br$<br>b) $CH_2 = CH_2 + HCl \rightarrow CH_3CH_2Cl$<br>c) $CH_2 = CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2OH$<br>Hüdrogeenimine:<br>$CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3CH_3$<br>Reageerimine $KMnO_4$ lahusega:<br>$CH_2 = CH_2 \xrightarrow[H_2O]{O} HO—CH_2—CH_2—OH$<br>Polümeerimine:<br>$n(CH_2 = CH_2) \rightarrow (—CH_2—CH_2—)_n$<br>Põlemine:<br>$CH_2 = CH_2 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ |



| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|
| b) Alküünid (sisaldavad kolmiksidet) | $C_nH_{2n-2}$ | — | $CH \equiv CH$($C_2H_2$) etüün (atsetüleen)<br>$CH \equiv C—CH_3$($C_3H_4$) propüün<br>$CH \equiv C—CH_2—CH_3$ ($C_4H_6$) butüün | Põlemine:<br>a) mittetäielik:<br>$2C_2H_2 + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2CO_2 + 2C$<br>b) täielik: $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 2H_2O + 4CO_2$<br>Liitumisreaktsioonid:<br>a) $CH \equiv CH \xrightarrow{Br_2} CHBr = CHBr \xrightarrow{Br_2} \rightarrow CHBr_2 — CHBr_2$<br>b) $CH \equiv CH + HCl \rightarrow CH_2 = CHCl$<br>c) $CH \equiv CH + H_2O \rightarrow CH_3CHO$ (Kutšerovi reaktsioon)<br>Hüdrogeenimine:<br>$CH \equiv CH \xrightarrow{H_2} CH_2 = CH_2 \xrightarrow{H_2} CH_3 — CH_3$ |
| Areenid<br>Benseeni homoloogid | $C_nH_{2n-6}$ ($n > 6$) | — | $C_6H_6$ benseen<br>$C_6H_5CH_3$ tolueen<br>$C_6H_4(CH_3)_2$ dimetüülbenseen (ksüleen) | Asendusreaktsioonid:<br>a) $C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$<br>b) $C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$<br>Liitumisreaktsioonid:<br>a) $C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$<br>b) $C_6H_6 + 3H_2 \rightarrow C_6H_{12}$ |

Lisa 5 (järg).

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|
| Alkoholid | R—OH | Hüdroksüülrühm —OH | $CH_3OH$ metanool (metüülalkohol)<br>$CH_3CH_2OH$ etanool (etüülalkohol)<br>$CH_3CH_2CH_2OH$ propanool (propüülalkohol) | Metallidega reageerimisel moodustavad alkoholaate:<br>$2CH_3OH + 2Na \rightarrow 2CH_3ONa + H_2$<br>Põlemine:<br>$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$<br>Dehüdraatimine:<br>a) $CH_3CH_2OH \rightarrow CH_2 = CH_2 + H_2O$<br>b) $2CH_3CH_2OH \rightarrow$<br>$\rightarrow CH_3CH_2—O—CH_2CH_3 + H_2O$<br>Oksüdeerumine:<br>$2CH_3OH + O_2 \rightarrow 2HCHO + 2H_2O$<br>(katalüsaator Cu) |
| Aldehüüdid | R—CHO | Aldehüüdrühm<br>O<br>//<br>—C<br>\<br>H<br>(—CHO) | HCHO metanaal (formaldehüüd)<br>$CH_3CHO$ etanaal (atseetaldehüüd)<br>$CH_3CH_2CHO$ propanaal (propioonaldehüüd) | Oksüdeerumine:<br>$HCHO + Ag_2O \rightarrow HCOOH + 2Ag$<br>Hüdrogeenimine:<br>$HCHO + H_2 \rightarrow CH_3OH$<br>Polümeerimine:<br>$n$HCHO—$(HCHO)_n$<br>Kondensatsioonireaktsioonil fenooliga moodustub vaik |

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|
| Karboksüülhapped | R—COOH | Karboksüülrühm<br>O<br>//<br>—C—OH<br>(—COOH) | HCOOH metaanhape (sipelghape)<br>$CH_3COOH$ etaanhape (äädikhape)<br>$CH_3CH_2COOH$ propaanhape (propioonhape) | Dissotsieerumine:<br>$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$<br>Reageerimine aluste, paljude metallide ja oksiididega:<br>$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$<br>Reageerimine alkoholiga (esterdamine):<br>$CH_3COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3COOCH_3 + H_2O$ |
| Estrid | $R_1COOR_2$ | | $CH_3COOCH_3$ metüületanaat (metüülatsetaat)<br>$CH_3COOCH_2CH_3$ etüületanaat | esterdamine<br>$CH_3COOH + CH_3CH_2OH$ ⟷<br>$CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$ estri hüdrolüüs |
| Nitroühendid | $R—NO_2$ | O<br>/<br>—N<br>\<br>O | $C_6H_5NO_2$ nitrobenseen | Redutseerimine:<br>$C_6H_5NO_2 + 3H_2 \rightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O$ |
| Amiinid | $R—NH_2$ | H<br>/<br>—N<br>\<br>H<br>(—$NH_2$) | $C_6H_5NH_2$ aniliin<br>$CH_3NH_2$ metüülamiin | Orgaaniline alus<br>$C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_6H_5NH_2 \cdot HCl$ |
| Aminohapped | R—COOH<br>\|<br>$NH_2$ | —COOH<br>ja —$NH_2$ | $NH_2—CH_2—COOH$ aminoetaanhape (aminoäädikhape)<br>$NH_2—CH_2—CH_2COOH$ aminopropaanhape (aminopropioonhape) | Amfoteersed omadused:<br>a) $NH_2—CH_2COOH + NaOH \rightarrow$<br>$NH_2—CH_2COONa + H_2O$<br>b) $NH_2—CH_2COOH + HCl \rightarrow$<br>$HCl \cdot NH_2—CH_2COOH$ |

**Lisa 5 (järg)**

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|
| Süsivesikud | $C_m(H_2O)_n$ | Lihtsuhkrud | $C_6H_{12}O_6$<br>glükoos<br>fruktoos | Glükoosil on alkoholi ja aldehüüdi omadused<br>(moodustab alkoholaate; hõbepeegli-reaktsioon) |
| | | Disahhariidid | $C_{12}H_{22}O_{11}$<br>sahharoos<br>laktoos | Hüdrolüüs:<br>$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow \underset{\text{glükoos}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fruktoos}}{C_6H_{12}O_6}$ |
| | | Polüsahhariidid | $(C_6H_{10}O_5)_n$<br>tärklis<br>tselluloos | Hüdrolüüs:<br>$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$ (glükoos) |

**Lisa 6**

**Soolade ja aluste lahustuvus vees (temperatuuril 18 °C).**

| Anioon \ Katioon | $K^+$ | $Na^+$ | $Ba^{2+}$ | $Ca^{2+}$ | $Mg^{2+}$ | $Al^{3+}$ | $Cr^{3+}$ | $Fe^{2+}$ | $Fe^{3+}$ | $Mn^{2+}$ | $Zn^{2+}$ | $Ag^+$ | $Hg^{2+}$ | $Cu^{2+}$ | $Pb^{2+}$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $OH^-$ | l | l | l | vl | vl | e | e | e | e | e | e | — | — | e | e |
| $Cl^-$ | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | e | l | l | vl |
| $S^{2-}$ | l | l | l | vl | l | — | — | e | — | e | e | e | e | e | e |
| $SO_3^{2-}$ | l | l | e | e | e | — | — | e | — | e | e | e | e | e | e |
| $SO_4^{2-}$ | l | l | e | vl | l | l | l | l | l | l | l | vl | l | l | e |
| $PO_4^{3-}$ | l | l | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e |
| $CO_3^{2-}$ | l | l | e | e | e | — | — | e | e | e | e | e | e | e | e |
| $SiO_4^{4-}$ | l | l | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | — | e | e |
| $NO_3^-$ | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l |

Arvud tähistavad iooni laengut. Tabelis täht l tähendab lahustuvat, vl — vähelahustuvat, e — praktiliselt lahustumatut ühendit.

Lisa 7

Tähtsamad tunnused sagedamini esinevate mineraalväetiste eristamiseks.

| Jrk. nr. | Nimetus ja valem | Välised tunnused | Lahustuvus vees | Väetislahuse toime: $BaCl_2$ lahusesse | Väetislahuse toime: $AgNO_3$ lahusesse | Väetislahuse toime: leelise lahusesse (soojendamisel) | Väetise reageerimine väävelhappe ning vasega | Leegi värvus |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | Ammooniumnitraat ($NH_4NO_3$) | valged peened kristallid või pruunid terad | väga hea | ei reageeri | ei reageeri | eraldub ammoniaak ($NH_3$) | eraldub pruun gaas ($NO_2$) | — |
| 2 | Naatriumnitraat ($NaNO_3$) | valged terad | väga hea | nõrgalt hägune (lisanditest) | vähene sade (lisanditest) | ei reageeri | eraldub pruun gaas ($NO_2$) | kollane |
| 3 | Ammooniumsulfaat [$(NH_4)_2SO_4$] | valged või sinakashallid peened kristallid | väga hea | sool- ja äädikhappes lahustumatu valge sade | nõrgalt hägune | eraldub ammoniaak ($NH_3$) | ei reageeri | — |
| 4 | Superfosfaat [$Ca(H_2PO_4)_2 + CaSO_4$] | helehall pulber või terad | lahustub osaliselt | äädikhappes peaaegu täiesti lahustuv valge sade | lahjendatud lämmastikhappes lahustuv kollane sade; lahus värvub kollaseks | ei reageeri | ei reageeri | tellispunane |
| 5 | Kaaliumkloriid (KCl) | valged kristallid | väga hea | ei reageeri | ammoniaakhüdraadis lahustuv valge sade | ei reageeri | ei reageeri | kollane; läbi sinise klaasi vaadeldes lilla |


**SISUKORD.**

Eessõna . . . . . 3
**I. Anorgaaniliste ainete põhiklassid** . . . . . 4
**II. Keemia põhimõisted** . . . . . 13
**III. Aine ehitus ja keemiline side** . . . . . 18
1. Aatomi ehitus . . . . . 18
2. Keemiline side . . . . . 20
3. Kompleksühendid . . . . . 30
**IV. D. Mendelejevi perioodilisusseadus ja keemiliste elementide perioodilisussüsteem** . . . . . 34
1. Perioodilisusseadus . . . . . 34
2. Perioodilisussüsteemi struktuur . . . . . 34
3. Perioodilisussüsteemi ja aatomi ehituse vaheline seos . . . . . 35
4. Seaduspärasusi perioodilisussüsteemis . . . . . 36
5. Hapniku- ja vesinikuühendite koostis ning iseloom . . . . . 40
**V. Keemilised reaktsioonid** . . . . . 41
1. Keemiliste reaktsioonide olemus . . . . . 41
2. Keemiliste reaktsioonide klassifikatsioon anorgaanilises ja orgaanilises keemias . . . . . 41
3. Redoksreaktsioonide võrrandite tasakaalustamine . . . . . 44
4. Keemilise reaktsiooni kiirus . . . . . 45
5. Pöörduvad ja pöördumatud reaktsioonid . . . . . 47
6. Keemiline tasakaal . . . . . 48
7. Katalüüs anorgaanilises ja orgaanilises keemias . . . . . 50
8. Keemilise reaktsiooni soojusefekt . . . . . 52
**VI. Dispersed süsteemid ja lahused** . . . . . 53
1. Üldmõisteid . . . . . 53
2. Suspensioon . . . . . 54
3. Emulsioon . . . . . 55
4. Aerosool . . . . . 55
5. Pihustunud aineosakeste suurus . . . . . 56
6. Kolloidlahused . . . . . 56
7. Tarded ehk geelid . . . . . 58
8. Lahuste üldised omadused . . . . . 58
9. Lahusti ja lahustunud aine vahekord lahuses . . . . . 60
10. Elektrolüüdid ja mitteelektrolüüdid . . . . . 61
11. Elektrolüütiline dissotsiatsioon . . . . . 62
12. Dissotsiatsiooniaste, tugevad ja nõrgad elektrolüüdid . . . . . 63
13. Hapete, aluste ja soolade elektrolüütiline dissotsiatsioon . . . 64

14. Vee dissotsiatsioon ja pH . . . . . 65
15. Soolade hüdrolüüs . . . . . 67
16. Vahetusreaktsioonide praktiliselt lõpuni kulgemise tingimused . . . . . 67

**VII. Metallid ja nende ühendid** . . . . . 69
§1. Üldmõisted metallidest . . . . . 69
1. Metallide asetus perioodilisussüsteemis . . . . . 69
2. Metallide füüsikalised omadused . . . . . 70
3. Metallide keemilised omadused . . . . . 72
4. Metallide pingerida . . . . . 73
5. Galvaanielement ja pingerida . . . . . 75
§2. Metallide korrosioon ja korrosioonikaitse. Sulamid . . . . . 77
1. Üldmõisteid . . . . . 77
2. Keemiline korrosioon . . . . . 77
3. Elektrokeemiline korrosioon . . . . . 78
4. Korrosiooni kaitsevahendid . . . . . 79
5. Sulamid . . . . . 80
§3. I, II, III ja IV peaalarühma metallid . . . . . 80
1. I rühma metallid — leelismetallid . . . . . 80
2. II rühma metallid . . . . . 81
3. III rühma peaalarühma metallid . . . . . 84
4. IV rühma peaalarühma metallid . . . . . 86
§4. Kõrvalalarühmade metalle . . . . . 87
1. Vase alarühma metallid . . . . . 87
2. II rühma kõrvalalarühma metallid . . . . . 90
3. III rühma kõrvalalarühma metallid . . . . . 92
4. IV rühma kõrvalalarühma metallid . . . . . 93
5. V rühma kõrvalalarühma metallid . . . . . 94
6. Kroomi alarühma metallid . . . . . 94
7. Rauatriaad . . . . . 98
8. Plaatinametallid . . . . . 100

**VIII. Mittemetallid ja nende ühendid** . . . . . 103
1. Mittemetallide aatomi ehituse iseärasused ja asetus perioodilisussüsteemis . . . . . 103
2. Vesinik . . . . . 104
3. Väärisgaasid . . . . . 105
4. Halogeenid . . . . . 106
5. Kalkogeenid . . . . . 109
6. Penteelid . . . . . 113
7. Tetreelid . . . . . 116
**IX. Orgaaniline keemia — süsinikuühendite keemia** . . . . . 120
1. Orgaanilise keemia põhimõisted . . . . . 120
2. Süsivesinikud ja nendevaheline seos . . . . . 125
3. Orgaanilised hapnikuühendid ja nendevaheline seos . . . . . 134
4. Orgaanilised lämmastikuühendid ja nendevaheline seos . . . . 141
5. Orgaanilised ja anorgaanilised elutähtsad ühendid . . . . . 146
6. Ravimid ja mürgid . . . . . 158



**X. Keemiatööstus. Keemia rahvamajanduses ja olmes** . . . . . 161
1. Keemiline tehnoloogia . . . . . 161
2. Eesti maavarade lühiiseloomustus . . . . . 168
3. Metallide tootmise põhimeetodid . . . . . 171
4. Olmekeemia . . . . . 173

**X. Keemia ja keskkonnakaitse** . . . . . 175
1. Õhk . . . . . 177
2. Vesi . . . . . 183
3. Väetised ja mürkkemikaalid . . . . . 185
4. Plastid, kiudained ja pesemisvahendid . . . . . 188
Lisad . . . . . 191

Учебное издание.
Херги Карик, Вяйно Ратассепп.
**Химия для XI класса.** Обобщающая химия.
На эстонском языке.
Художник-оформитель Я. Сонн.
Таллинн, „Валгус".
Toimetaja I. Pikas.
Kunstiline toimetaja M. Henno.
Tehniline toimetaja T. Linkvist.
Korrektorid I. Krenštrauch ja M. Lõokene.
Laduda antud 15. 02. 90.
Trükkida antud 01. 08. 90.
Formaat 60×90/16.
Ofsetpaber nr. 1.
Kiri Žurnalnaja rublennaja.
Ofsettrükk.
Tingtrükipoognaid 13,0+0,31 (ees- ja tagaleht).
Tingvärvitõmmiseid 53,19.
Arvestuspoognaid 13,46+0,33 (ees- ja tagaleht).
Trükiarv 20 000.
Tellimuse nr. 155.
Hind 55 kop.
Kirjastus „Valgus", 200090 Tallinn, Pärnu mnt. 10.
Tallinna Raamatutrükikoda 200108.
Tallinn, Laki t. 26.

.....
(kooli nimi)

Õpiku nr. .....
Õpiku kasutajad.

| Õppeaasta | Õpilase ees- ja perekonnanimi | Õpiku seisund vastuvõtmisel | Hinne õpiku kasutajale |
|---|---|---|---|
| 19...../..... | ..... | uus | ..... |
| 19...../..... | ..... | ..... | ..... |
| 19...../..... | ..... | ..... | ..... |
| 19...../..... | ..... | ..... | ..... |
| 19...../..... | ..... | ..... | ..... |

Rikutud leheküljed:

.....

.....

.....

.....

| PERIOODID | READ | I RÜHM | II RÜHM | III RÜHM | IV RÜHM | V RÜHM | VI RÜHM | VII RÜHM | VIII RÜHM | | | ELEKTRONIKIHID |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | 1 | 1 **H** 1,00797 1 | | | | | | | 2 **He** 4,0026 2 | | | K |
| 2 | 2 | 3 **Li** 6,939 1 2 | 4 **Be** 9,0122 2 2 | 5 **B** 10,81 3 2 | 6 **C** 12,01115 4 2 | 7 **N** 14,0067 5 2 | 8 **O** 15,9994 6 2 | 9 **F** 18,9984 7 2 | 10 **Ne** 20,183 8 2 | | | L K |
| 3 | 3 | 11 **Na** 22,9898 1 8 2 | 12 **Mg** 24,312 2 8 2 | 13 **Al** 26,9815 3 8 2 | 14 **Si** 28,086 4 8 2 | 15 **P** 30,9738 5 8 2 | 16 **S** 32,064 6 8 2 | 17 **Cl** 35,453 7 8 2 | 18 **Ar** 39,948 8 8 2 | | | M L K |
| 4 | 4 | 19 **K** 39,102 1 8 8 2 | 20 **Ca** 40,08 2 8 8 2 | 21 **Sc** 44,956 2 9 8 2 | 22 **Ti** 47,90 2 10 8 2 | 23 **V** 50,942 2 11 8 2 | 24 **Cr** 51,996 1 13 8 2 | 25 **Mn** 54,9380 2 13 8 2 | | 26 **Fe** 55,847 2 14 8 2 | 27 **Co** 58,9332 2 15 8 2 | 28 **Ni** 58,71 2 16 8 2 | N M L K |
| | 5 | 29 **Cu** 63,54 1 18 8 2 | 30 **Zn** 65,37 2 18 8 2 | 31 **Ga** 69,72 3 18 8 2 | 32 **Ge** 72,59 4 18 8 2 | 33 **As** 74,922 5 18 8 2 | 34 **Se** 78,96 6 18 8 2 | 35 **Br** 79,909 7 18 8 2 | 36 **Kr** 83,80 8 18 8 2 | | | N M L K |
| 5 | 6 | 37 **Rb** 85,47 1 8 18 8 2 | 38 **Sr** 87,62 2 8 18 8 2 | 39 **Y** 88,905 2 9 18 8 2 | 40 **Zr** 91,22 2 10 18 8 2 | 41 **Nb** 92,906 1 12 18 8 2 | 42 **Mo** 95,94 1 13 18 8 2 | 43 **Tc** ⟨99⟩ 1 14 18 8 2 | | 44 **Ru** 101,07 1 15 18 8 2 | 45 **Rh** 102,905 1 16 18 8 2 | 46 **Pd** 106,4 0 18 18 8 2 | O N M L K |
| | 7 | 47 **Ag** 107,87 1 18 18 8 2 | 48 **Cd** 112,40 2 18 18 8 2 | 49 **In** 114,82 3 18 18 8 2 | 50 **Sn** 118,69 4 18 18 8 2 | 51 **Sb** 121,75 5 18 18 8 2 | 52 **Te** 127,60 6 18 18 8 2 | 53 **I** 126,9044 7 18 18 8 2 | 54 **Xe** 131,30 8 18 18 8 2 | | | O N M L K |
| 6 | 8 | 55 **Cs** 132,905 1 8 18 18 8 2 | 56 **Ba** 137,34 2 8 18 18 8 2 | 57* **La** 138,91 2 9 18 18 8 2 | 72 **Hf** 178,49 2 10 32 18 8 2 | 73 **Ta** 180,948 2 11 32 18 8 2 | 74 **W** 183,85 2 12 32 18 8 2 | 75 **Re** 186,2 2 13 32 18 8 2 | | 76 **Os** 190,2 2 14 32 18 8 2 | 77 **Ir** 192,2 2 15 32 18 8 2 | 78 **Pt** 195,09 1 17 32 18 8 2 | P O N M L K |
| | 9 | 79 **Au** 196,967 1 18 32 18 8 2 | 80 **Hg** 200,59 2 18 32 18 8 2 | 81 **Tl** 204,37 3 18 32 18 8 2 | 82 **Pb** 207,19 4 18 32 18 8 2 | 83 **Bi** 208,980 5 18 32 18 8 2 | 84 **Po** ⟨210⟩ 6 18 32 18 8 2 | 85 **At** ⟨210⟩ 7 18 32 18 8 2 | 86 **Rn** ⟨222⟩ 8 18 32 18 8 2 | | | | P O N M L K |
| 7 | 10 | 87 **Fr** ⟨223⟩ 1 8 18 32 18 8 2 | 88 **Ra** ⟨226⟩ 2 8 18 32 18 8 2 | 89** **Ac** ⟨227⟩ 2 9 18 32 18 8 2 | 104 **Ku** ⟨260⟩ 2 10 32 32 18 8 2 | | | | | | | | Q P O N M L K |
| OKSIIDI TÜÜPVALEM | | $R_2O$ | RO | $R_2O_3$ | $RO_2$ | $R_2O_5$ | $RO_3$ | $R_2O_7$ | | $RO_4$ | | | |
| VESINIKUÜHENDI TÜÜPVALEM | | | | | $RH_4$ | $RH_3$ | $RH_2$ | RH | | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| * LANTANOIDID | 57 **La** 138,91 2 9 18 18 8 2 | 58 **Ce** 140,12 2 8 20 18 8 2 | 59 **Pr** 140,907 2 8 21 18 8 2 | 60 **Nd** 144,24 2 8 22 18 8 2 | 61 **Pm** ⟨145⟩ 2 8 23 18 8 2 | 62 **Sm** 150,35 2 8 24 18 8 2 | 63 **Eu** 151,96 2 8 25 18 8 2 | 64 **Gd** 157,25 2 8 25 18 9 2 | 65 **Tb** 158,924 2 8 27 18 8 2 | 66 **Dy** 162,50 2 8 28 18 8 2 | 67 **Ho** 164,930 2 8 29 18 8 2 | 68 **Er** 167,26 2 8 30 18 8 2 | 69 **Tm** 168,934 2 8 31 18 8 2 | 70 **Yb** 173,04 2 8 32 18 8 2 | 71 **Lu** 174,97 2 9 32 18 8 2 | P O N M L K |
| ** AKTINOIDID | 89 **Ac** ⟨227⟩ 2 9 18 32 18 8 2 | 90 **Th** 232,038 2 10 19 32 18 8 2 | 91 **Pa** ⟨231⟩ 2 9 20 32 18 8 2 | 92 **U** 238,03 2 9 21 32 18 8 2 | 93 **Np** ⟨237⟩ 2 9 22 32 18 8 2 | 94 **Pu** ⟨242⟩ 2 8 24 32 18 8 2 | 95 **Am** ⟨243⟩ 2 8 25 32 18 8 2 | 96 **Cm** ⟨243⟩ 2 8 25 32 18 9 2 | 97 **Bk** ⟨249⟩ 2 8 27 32 18 8 2 | 98 **Cf** ⟨249⟩ 2 8 28 32 18 8 2 | 99 **Es** ⟨254⟩ 2 8 29 32 18 8 2 | 100 **Fm** ⟨255⟩ 2 8 30 32 18 8 2 | 101 **Md** ⟨256⟩ 2 8 31 32 18 8 2 | 102 **No** ⟨254⟩ 2 8 32 32 18 8 2 | 103 **Lr** ⟨257⟩ 2 9 32 32 18 8 2 | Q P O N M L K |